

Universität der Bundeswehr München

Fakultät für Luft- und Raumfahrttechnik (LRT 5)

Wehrwissenschaftliches Institut für Werk-, Explosiv- und Betriebsstoffe

Vorlesungsskript: Einführung in die Chemie

Auf der Basis von:

Prof. Dr. Zemann und Prof. Dr. Koch

Modifiziert von:

Dr. Sebastian Eibl

Einführung in die Chemie

1. Trimester

0 Einführung

1 Aufbau der Materie

1.1 Atombau

1.1.1 Vom Stoffgemisch zum chemischen Element/Atom

1.1.2 Der Atomkern

Exkurs: Kernchemie / Radioaktivität

1.1.3 Die Elektronenhülle

1.1.3.1 Bohr'sches Atommodell

1.1.3.2 Elektronenstrukturen der Elemente – Aufbauprinzip des Periodensystems der Elemente (PSE)

1.1.3.3 Das Orbital-Modell

Atomorbitale – Hybridorbitale

1.2 Die chemische Bindung

1.2.1 Bindungstypen

1.2.2 Ionenbindung

1.2.2.1 Ausbildung der Ionenbindung

1.2.2.2 Ionengitter – AB – Typ

1.2.2.3 Eigenschaften von Ionenverbindungen

1.2.3 Atombindung – kovalente Bindung

1.2.3.1 Gemeinsames Elektronenpaar - Orbitalmodell

1.2.3.2 Elektronegativität (EN)

1.2.3.3 Polare Atombindung

1.2.3.4 Das Tetraeder-Modell

1.2.4 Metall-Bindung und –Aufbau

1.2.4.1 Das Elektronengas-Modell

1.2.4.2 Das Bänder-Modell - Die Halbleitung

2 Chemische Reaktionen

2.1 Grundbegriffe der chemischen Kinetik

- 2.1.1 Modellvorstellung zum Ablauf chemischer Reaktionen
- 2.1.2 Reaktionsgeschwindigkeit, -ordnung, -molekularität
- 2.1.3 Temperaturabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit (Arrhenius)

2.2 Chemisches Gleichgewicht und Massenwirkungsgesetz (MWG)

- 2.2.1 Reversible Reaktionen und chemisches Gleichgewicht
- 2.2.2 Massenwirkungsgesetz (MWG)
- 2.2.3 Einflüsse auf das chemische Gleichgewicht

2.3 Grundbegriffe der chemischen Thermodynamik

- 2.3.1 Bildungs- und Reaktionsenthalpie
- 2.3.2 Entropie
- 2.3.3 Freie Enthalpie / Gibbs-Helmholtz-Beziehung
- 2.3.4 Freie Reaktionsenthalpie und Gleichgewichtskonstante K

3 Elektrochemische Vorgänge

3.1 Die elektrolytische Dissoziation

- 3.1.1 Die Dissoziation des Wassers – pH-Bestimmung
- 3.1.2 Die Elektrolyse

3.2 Redoxvorgänge und elektrochemische Spannungsreihe

- 3.2.1 Redoxvorgänge
- 3.2.2 Elektrochemische Spannungsreihe

3.3 Elektrochemische Stromerzeugung

- 3.3.1 Grundlagen
 - 3.3.1.1 Elektromotorische Kraft – Zellspannung

- 3.3.1.2 Konzentrationsabhängigkeit der Zellpotentiale
- 3.3.2 Primäre elektrochemische Systeme – Überblick
- 3.3.3 Sekundäre elektrochemische Systeme – Überblick
- 3.3.4 Brennstoffzellen

3.4 Vorgänge bei der elektrochemischen Korrosion

- 3.4.1 Die elektrochemische Korrosion
 - 3.4.1.1 Ursachen und Voraussetzungen
 - 3.4.1.2 Ursachen von Potentialdifferenzen
 - 3.4.1.3 Das Lokal (-isierte galvanische) – Element
 - 3.4.1.4 Erscheinungsformen – Lochfraß / Spaltkorrosion
- 3.4.2 Kathodischer Korrosionsschutz

4 Grundlagen der Organischen Chemie

4.1 Charakterisierung und Einteilung der org. Stoffe

4.2 Kohlenwasserstoffe

- 4.2.1 n- und i-Alkane
- 4.2.2 Cycloalkane
- 4.2.3 Alkine (Acetylene)
- 4.2.4 Aromaten
- 4.2.5 Erdöldestillation, Kraftstoffe

4.3 Sauerstoffhaltige Verbindungen (Überblick)

4.4 Stickstoffhaltige Verbindungen (Überblick)

5. Kunststoffe

5.1. Thermoplaste

- 5.1.1. Radikalpolymerisation der Alkene
- 5.1.2 Kunststoffe durch Polykondensation
- 5.1.3 Kunststoffe durch Polyaddition

5.2. Duroplaste

- 5.3. Zuschlagstoffe und Beständigkeit von Kunststoffen

5.4. Elastomere

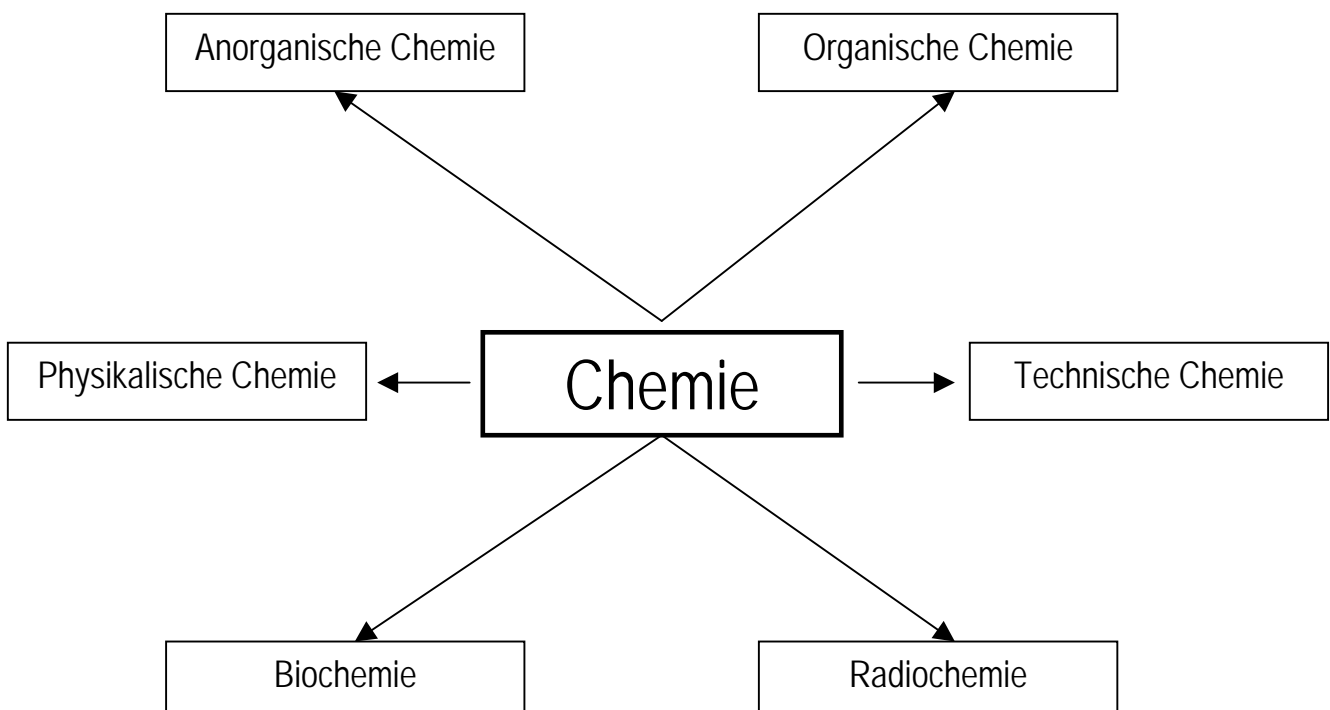
Bücher

Mortimer: Chemie – Das Basiswissen der Chemie in Schwerpunkten, Thieme

Christen: Grundlagen der allgemeinen und anorganischen Chemie, Sauerländer Salle

Lindner, Hoinkis: Chemie für Ingenieure, Wiley

USW.



0 Einführung

Die Chemie ist die Lehre von den Stoffen und stofflichen Veränderungen

Der Ingenieur befasst sich mit Stoffen:

- **Werkstoffen, u.a.:**
 - Metallen (Legierungen)
 - Kunststoffen

- **Betriebsstoffen, u.a.:**
 - Kraftstoffen
 - Schmierstoffen

- **und stofflichen Veränderungen, u.a.:**
 - Verbrennungsoptimierung in Motoren
 - Korrosionsvorgänge u. dgl.

Geschichte der Chemie

Begriff:

chemi (arab.) = schwarz

chemi (spätgriechisch) = „Schwarzes Präparat“

chyma (griechisch) = Metallguss

- 4000	Tonwaren, Glasuren, Glas (Sumerer)	
- 3500	Zinnbronze (Sumerer)	
- 3400	Blei (Ägypten)	
- 2000	Bronze (China)	
- 1700	Textilfärbung, Indigo (Ägypten)	„Feuer, Wasser, Erde, Luft“
- 1500	Heilkunde (China, Schafschilddrüse gg. Kropf)	
- 600	Porzellan (China)	“ <i>atomos</i> ” (griech.)
- 500	Eisen (China)	
400	erste Arzneimittelbücher (Indien)	alchemistisches Zeitalter:
300	älteste alchemistische Schriften	
1500		„ <i>Stein der Weisen</i> “
1600	„Iatrochemie, Phlogistonchemie“	
1800	Neuzeit der Chemie (Lavoisier)	Aufklärung
1900	Arznei- und Desinfektionsmittel, Kunst-, Werk- und Kraftstoffe, Kunstfasern, Textilveredlung, Düngemittel, Pflanzenschutz, Konservierungsmittel.....	Quantenchemie Prozessführung

1 Aufbau der Materie

1.1 Atombau

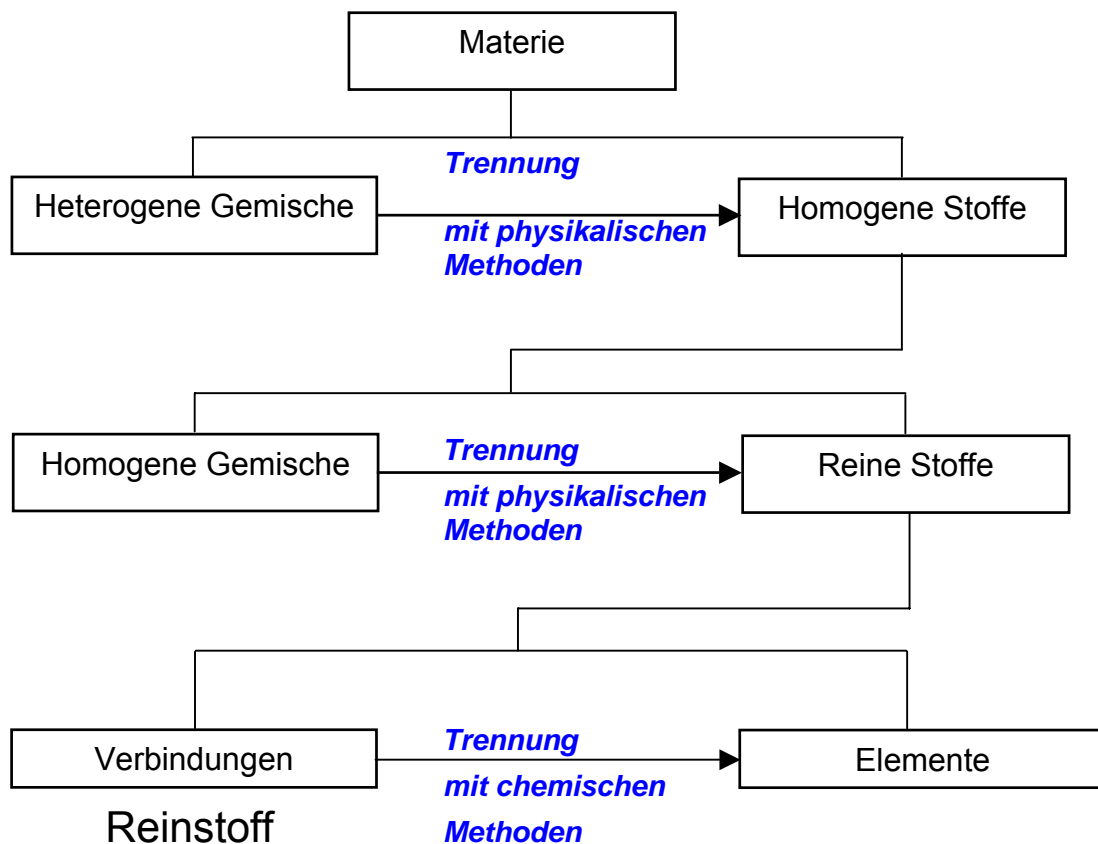
1.1.1 Vom Stoffgemisch zum chemischen Element/Atom

Homogene Gemische vs.

Heterogene Stoffgemische:

	Fest	flüssig	gasförmig
fest	Gemenge	Suspension	Aerosol
flüssig		Emulsion	Aerosol
gasförmig			-

Stofftrennung



1. Mechanischen Verfahren:

Dekantieren, Sieben, Windsichten, Sortieren, Filtration, Dialyse, Sedimentation, Osmose, Umkehrosmose, Zentrifugieren, Abscheiden mit Zyklonen usw.

2. Thermischen Verfahren:

Destillation, Rektifikation, Sublimation, Kristallisation, Adsorption, Einengen u. -dampfen, Trocknen, Gefriertrocknen, Ausfrieren, Kondensation usw.

3. Elektrische und magnetische Verfahren:

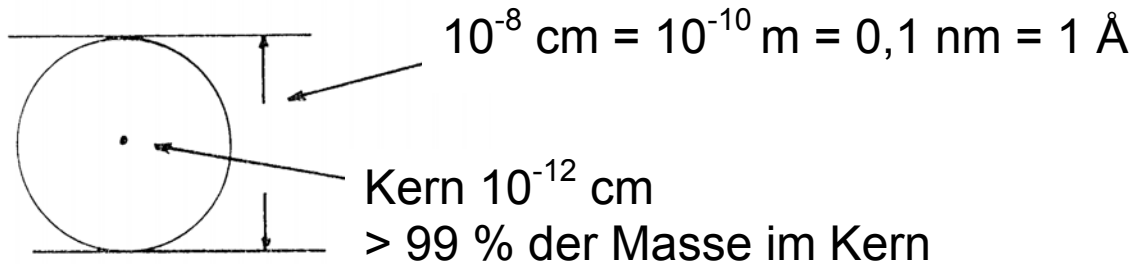
Elektrophorese, -dialyse, elektrostatische Entstaubung, Magnetscheiden usw.

4. Chemische Verfahren (Addukt- oder Verbindungsbildung):

Ionenaustausch, Chromatographie, Komplexierung usw.

1.1.2 Der Atomkern

(Goldfolienversuch nach Rutherford)



Kernbausteine (Nukleonen):

	Protonen	Neutronen	Elektron zum Vergleich
Symbol	$p^+; {}_1^1\text{H}^+$	$n; {}_0^1n$	$e^-; {}_{-1}^0\beta$
Ruhemasse [kg]	$1,673 \cdot 10^{-27}$	$1,675 \cdot 10^{-27}$	$9,11 \cdot 10^{-31}$
rel. Atommasse [u]	1,00728	1,00867	0,00055
Elementarladung	+e	0	-e

$$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C (As)}$$

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg (Def.: 1/12 Masse } {}_6^{12}\text{C)}$$

Molmasse [g/mol]: Masse die $6.022 \cdot 10^{23}$ Teilchen (Loschmidt- o. Avogadrokonstante), das entspricht der Stoffmenge von einem Mol, einer Verbindung einnehmen.

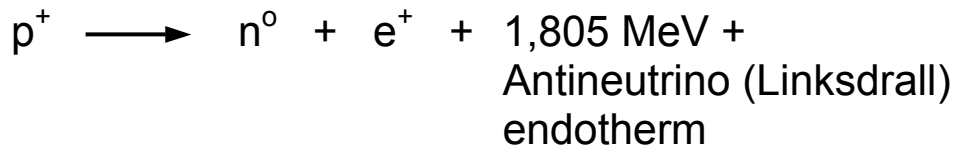
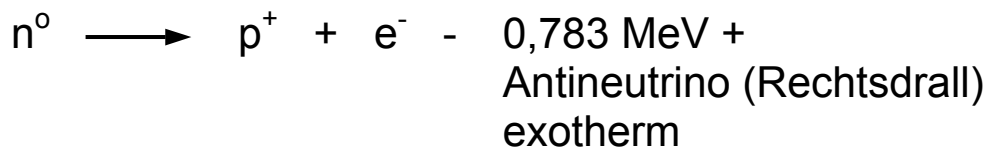
Anzahl der Protonen im Kern bestimmen das Element.

(Protonenzahl/Kernladungszahl = Z / Ordnungszahl im PSE)

1	4	7	238	<i>Massenzahl</i>
H,	He,	Li,	U	
1	2	3	92	<i>Ordnungszahl</i>
				Nominalmasse, Relative Masse
				238-92 = Neutronenzahl

Definition: Ein Element ist ein Stoff, dessen Atome die gleiche Kernladungszahl besitzen.

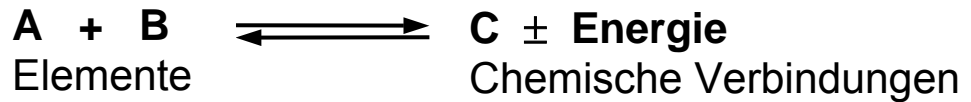
Neutronen als Kitt für den Kern



(Ruhe -) Masse- und Ladungs frei

Massenerhaltungssatz:

Masse der Produkte = Masse der Edukte

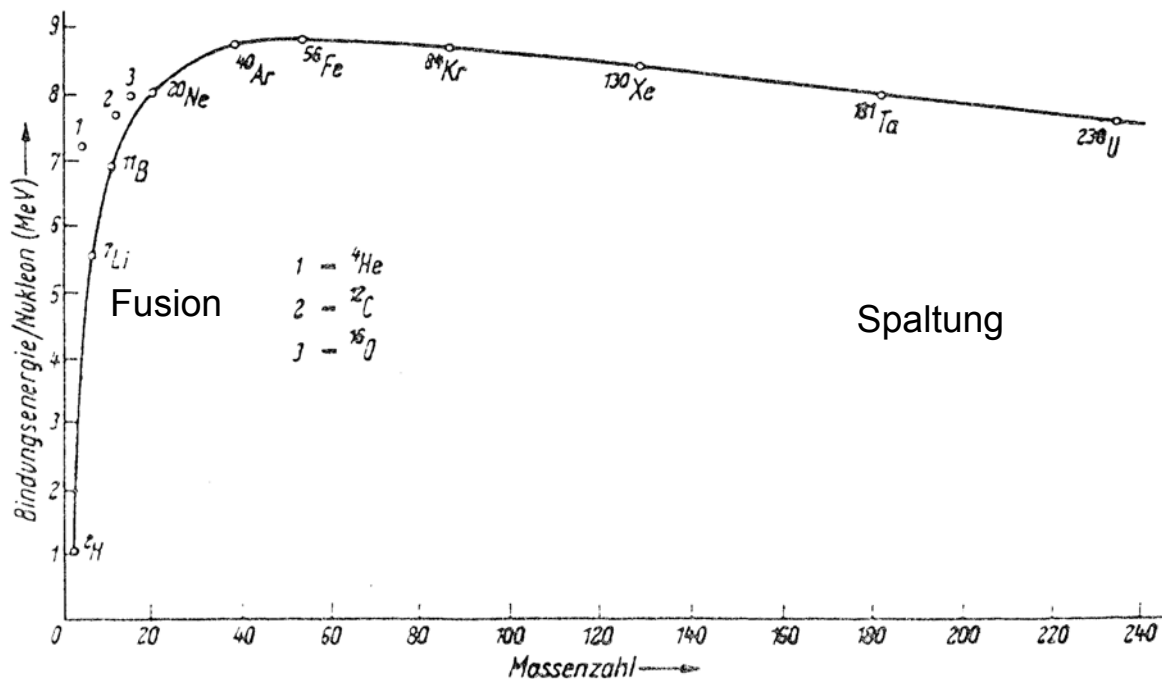


Die Kerne sind unterschiedlich stabil, nukleare Bildungsenergie (-) bzw. Bindungsenergie (+) ist aus dem Massendefekt berechenbar:

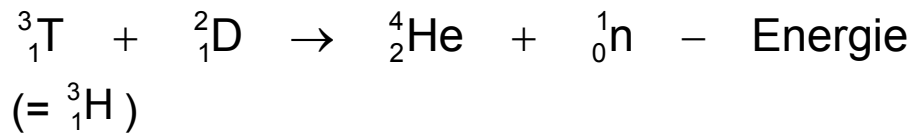
z.B. ${}^4_2\text{He} : (2m_n + 2m_p) - m_{{}^4_2\text{He}} = \underline{\Delta m}$

$$BE_N = \Delta m c_o^2$$

Kerne sind unterschiedlich stabil!



Nukleare Fusionsreaktionen:



Unterschiedliche Neutronenzahl in

Atomen,	Isotope	}	d.h. Isotopie
Kernen,	Nuklide		

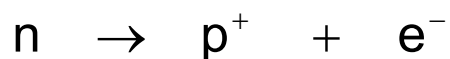
z.B. ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$, ${}^{14}_6\text{C}$,

Die meisten Elemente sind Mischelemente:

z.B. Chlor: ${}^{35}\text{Cl}$ (natürl. Häufigkeit: ~66 %); ${}^{37}\text{Cl}$ (~33 %)
 → rel. Molmasse: 35,5 g/mol.

nur 23 Reinelemente sind bekannt.

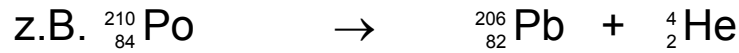
Viele (nützliche) radioaktive Isotope / Nuklide; oft Stabilisierung durch Umwandlung:



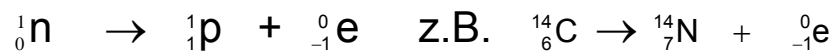
Exkurs: Kernchemie / Radioaktivität

- Radioaktive Strahlung:

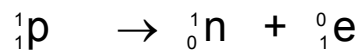
- α -Strahlung durch Zerfall von Nucliden:



- β^- - Zerfall durch Umwandlung eines Neutrons in ein Proton:



- β^+ - Zerfall durch Umwandlung eines Protons in ein Neutron:

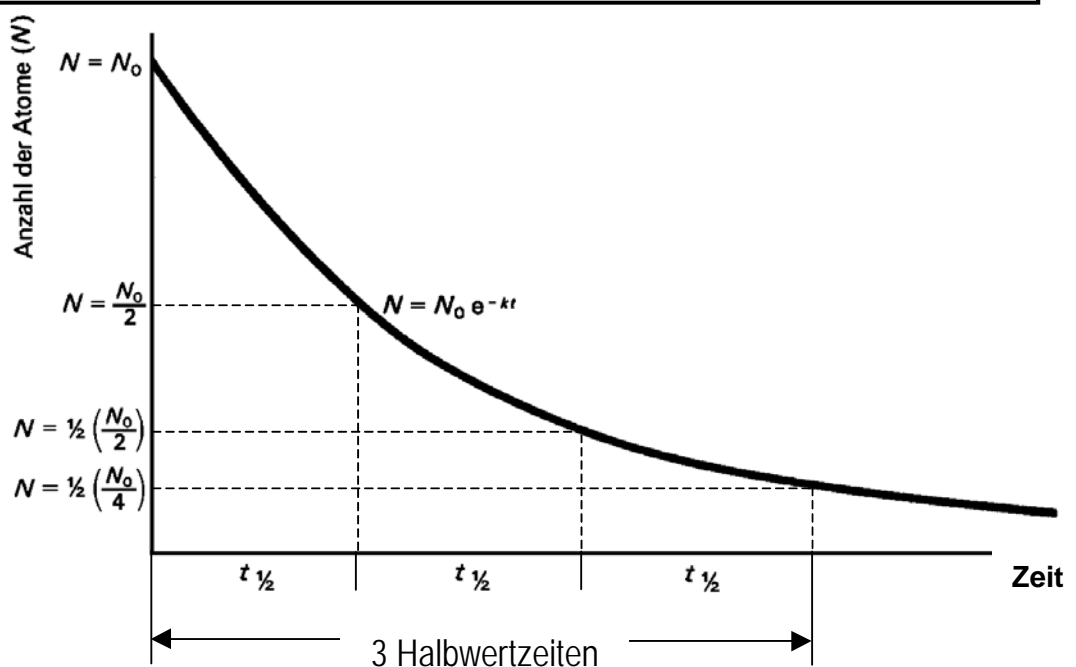


γ -Strahlung durch unterschiedliche Energieniveaus im Kern

- biologische Effekte der Radioaktivität

- Radioaktive Zerfallsgeschwindigkeit:

$$\frac{dN}{dt} \sim N \quad N_t = N_0 e^{-kt} \quad T_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$$



Altersbestimmung mit der Radio-Carbon-Methode (C-14)

Durch Kosmische Strahlung: ${}^{14}_7\text{N} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{14}_6\text{C} + {}^1_1\text{H}$

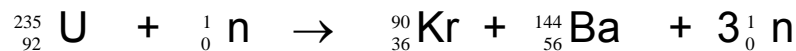
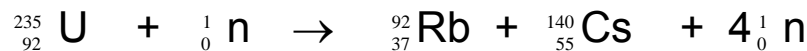
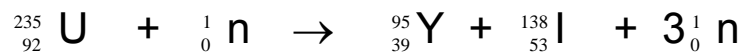
Zerfall ($T_{1/2} = 5730 \text{ a}$): ${}^{14}_6\text{C} \rightarrow {}^{14}_7\text{N} + {}^0_{-1}\text{e}$

${}^{14}_6\text{CO}_2$ Aufnahme bei der Photosynthese,

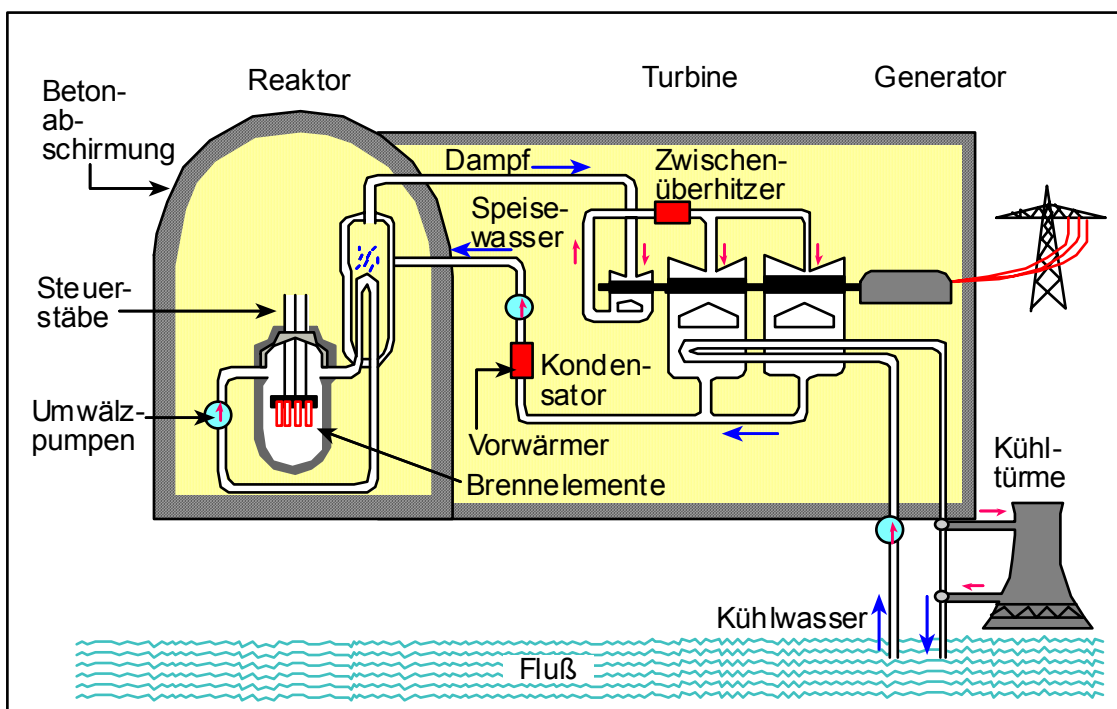
durch Nahrungskette auch im tierischen Organismus

Nach Absterben des Organismus kontinuierlicher Abbau; Vergleich mit lebenden Organismus ermöglicht Altersbestimmung

Kernspaltung im Kernreaktor

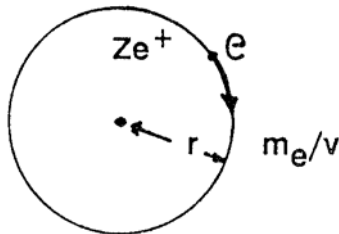


Druckwasserreaktor



1.1.3 Die Elektronenhülle

1.1.3.1 Bohr'sches Atommodell



Zentrifugalkraft = Coulomb-Anziehung

$$\frac{m_e v^2}{r} = \frac{Z e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2}$$

z.B.: $Z = 1 \rightarrow \text{H}$

1. Postulat: Ein strahlungsloser Umlauf ist möglich

2. Postulat: Der Bahndrehimpuls des Elektrons ist gequantelt

$$m_e v 2r\pi = n h \quad (n = 1, 2, \dots)$$

n = Hauptquantenzahl

h = Planck'sche Konstante $6,6262 \cdot 10^{-34}$ Js

Bahnradius r :

$$r = \frac{n^2 h^2 \epsilon_0}{\pi m_e Z e^2}$$

für $n = 1$ und $Z = 1 \rightarrow r_0 = 0,529 \cdot 10^{-8}$ cm

r_0 : Bohr'scher Radius

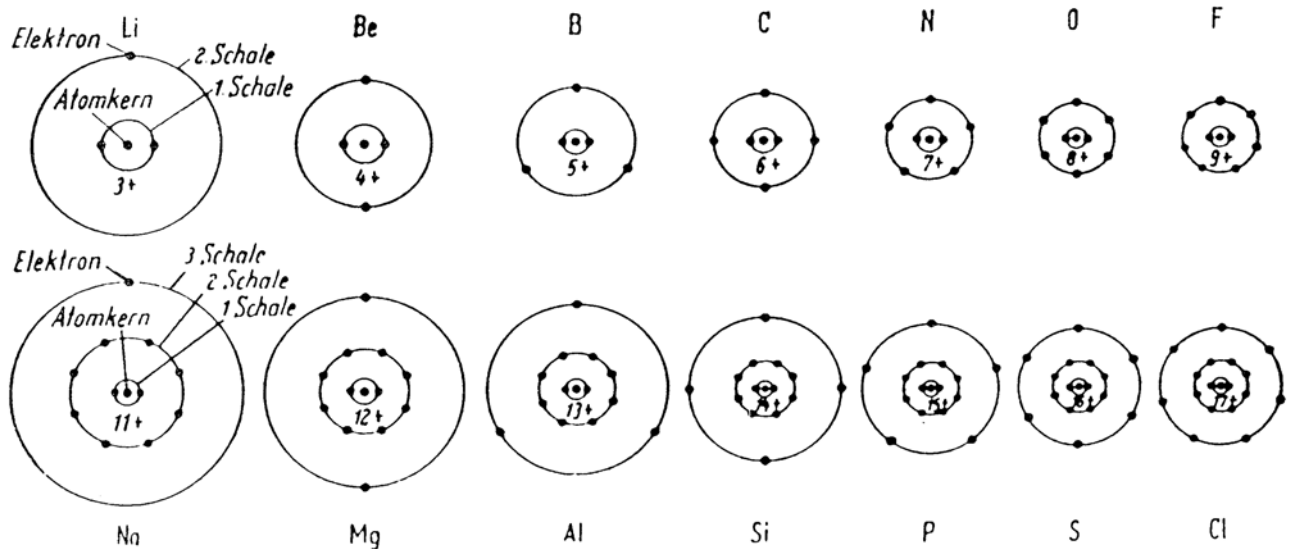
Energie E des Elektrons im Atom:

negatives Vorzeichen
sinnvoll, wenn:

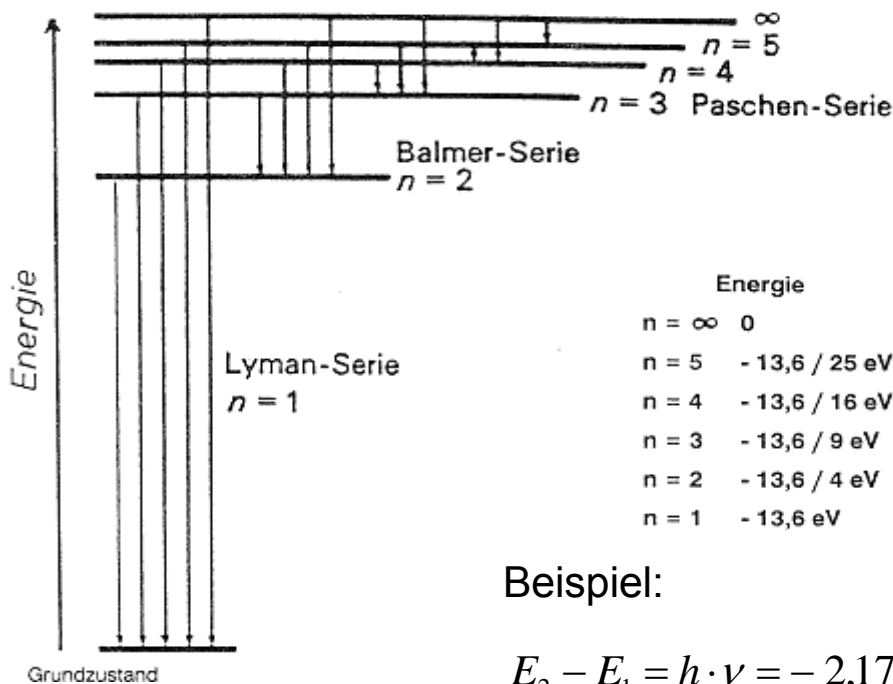
$$E = - \frac{m_e Z^2 e^4}{8h^2 \epsilon_0 2n^2}; \quad n \rightarrow \infty, \text{ dann } E \rightarrow 0$$

das Atom existiert nicht mehr

Elektronen(kugel)schalen und relative Atomradien der Elemente Lithium bis Chlor:



Energieniveaus im Wasserstoffatom



Ionisierungsenergie:
 $H \rightarrow H^+ + e^-$
 =13,6 eV

Beispiel:

$$E_2 - E_1 = h \cdot \nu = -2,179 \cdot 10^{-18} \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) J$$

$E = h\nu$
 $c = \nu\lambda$

Vakuumllichtgeschwindigkeit $c = 2,99 \cdot 10^8 \text{ m/s}$
 Wellenlänge λ : [nm]; Frequenz ν : [Hz] [=s⁻¹]

Spektroskopie zum Beweis der Gültigkeit des berechneten Energieschemas bzw. als Basis der Emissionsspektralanalyse.

1.1.3.2 Elektronenstrukturen der Elemente – Aufbauprinzip des Periodensystems der Elemente (PSE)

- n = Hauptquantenzahl (z.B. K-, L-...Schale)
- l = Nebenquantenzahl (s, p, d, f....)
- m = Magnetquantenzahl (räuml. Orientierung)
- s = Spinquantenzahl (gepaarte o. ungepaarte Elektr.)

1	s	-	Zustand	(max. 2 e ⁻)*	} 2 l + 1 Zustände sind möglich:
3 verschiedene	p	-	Zustände	(max. 6 e ⁻)*	
5 verschiedene	d	-	Zustände	(max. 10 e ⁻)*	
7 verschiedene	f	-	Zustände	(max. 14 e ⁻)*	

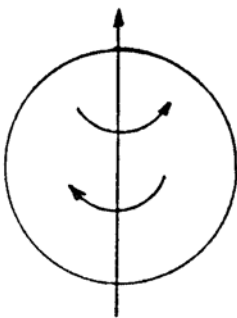
*) unter Berücksichtigung des Spins

Kennzeichnung durch die Magnetquantenzahl

z.B.: l = 1: → 3 p – Zustände mit:

- m = +1
- m = 0
- m = -1

Spin / Eigenrotation des Elektrons



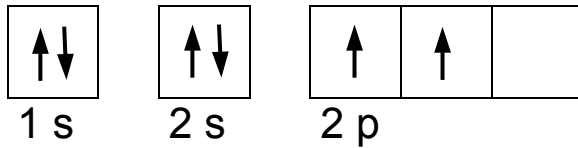
S = ± 1
↑↑ parallel

S = 0
↑↓ antiparallel

Pauli-Prinzip:

Im Atom dürfen zwei Elektronen niemals im gleichen Zustand sein, d.h. in allen Quantenzahlen übereinstimmen.

Daraus folgen die maximalen Besetzungszahlen $2n^2$ (2, 8, 18, 32 Elektronen in K, L M, N-Schale)

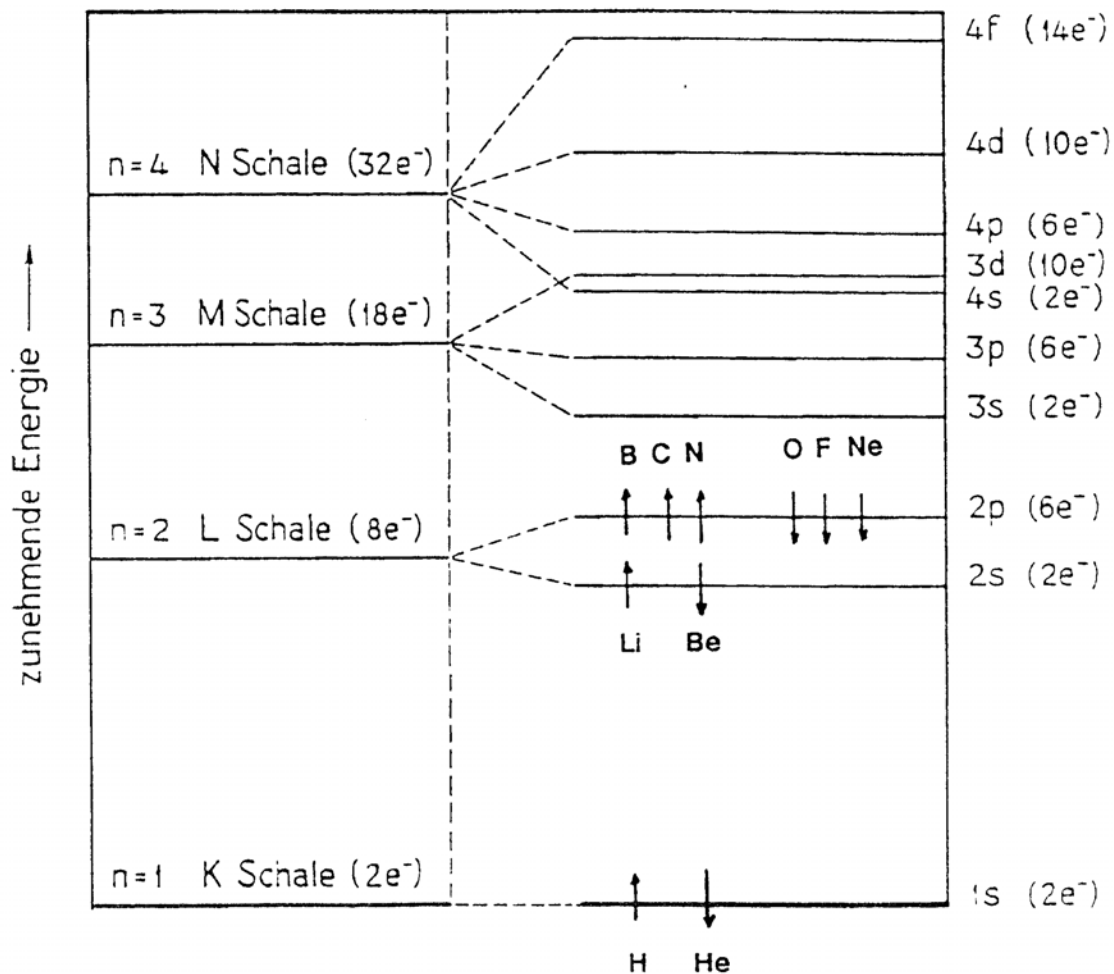
Elektronenkonfiguration:z.B.: C $1s^2 2s^2 2p^2$ 

parallele Spins !

Hund'sche Regel: Parallele Spins bis zur Halbbesetzung

Erfolge:

- Erklärung der Atomlinienspektren und der Röntgenspektren
- Verständnis der chemischen und magnetischen Eigenschaften der Atome und der
- Anordnung der Elemente im Periodensystem

**Energieniveauschema**

Periodensystem der Elemente

The image shows a standard periodic table with the following structure:

- Groups (Columns):** IA, IIA, IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, VIII, IX, X, XI, XII, IIIb, IVb, Vb, VIb, VIIb.
- Periods (Rows):** 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.
- Elements:** H, He, Li, Be, B, C, N, O, F, Ne, Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar, K, Ca, Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Ga, Ge, As, Se, Br, Kr, Rb, Sr, Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd, In, Sn, Sb, Te, I, Xe, Cs, Ba, La, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn, Fr, Ra, Ac.
- Lanthanide Series (4f):** Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu.
- Actinide Series (5f):** Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lw.

Periode: Zeile; Gruppe: Spalte

Ähnliches chem. Verhalten / Reaktivität innerhalb einer Gruppe
(Außenelektronen)

1.1.3.3 Das Orbitalmodell

Atomorbitale

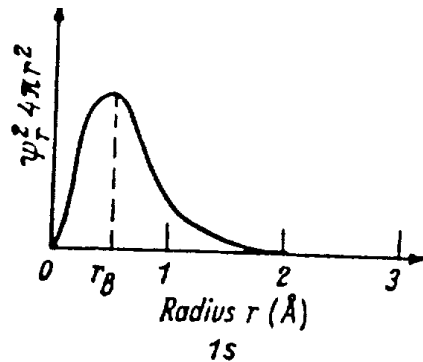
- Das Elektron als dreidimensionale stehende Welle
(Schrödinger – Gleichung)
- Die Wellenfunktion Ψ beschreibt die (zeitliche und) räumliche Ausbreitung einer Welle – sie bestimmt den Aufenthaltsraum des Elektrons, das Orbital.

➤ Interpretation von Ψ^2 :

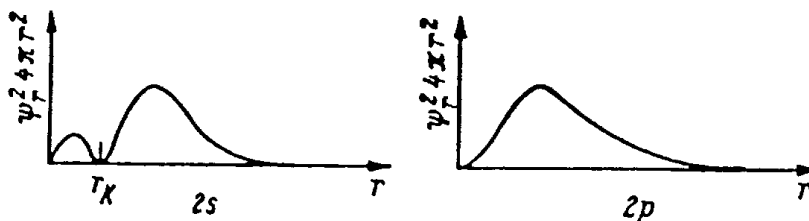
(Schrödinger) Elektronendichte / Dichte der negativen Ladungswolke

(Born) Aufenthaltswahrscheinlichkeit des Elektrons

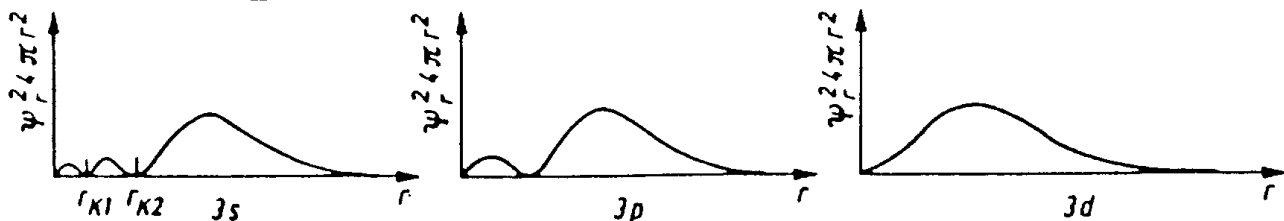
➤ Die Quantelung der Energie und die Orbitalstrukturen folgen aus den Integrationsbedingungen der Schrödinger-Gleichung



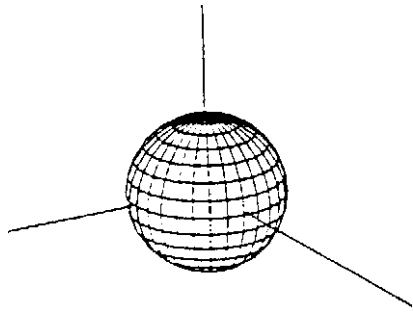
Radiale Aufenthaltswahrscheinlichkeit des Elektrons im Grundzustand (Hauptquantenzahl 1) des Wasserstoffatoms (r_B = Bohrscher Radius)



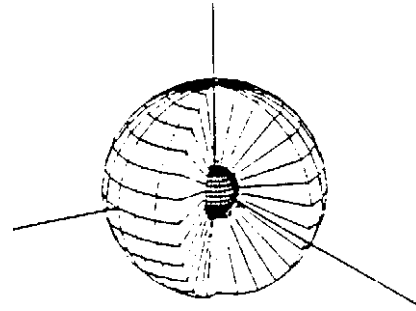
Radiale Aufenthaltswahrscheinlichkeit des Elektrons im angeregten s- bzw. p-Zustand (Hauptquantenzahl 2) des Wasserstoffatoms (r_K = Radius der Knotenfläche)



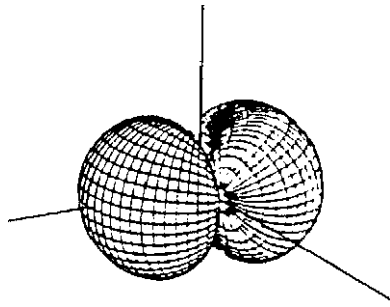
Radiale Aufenthaltswahrscheinlichkeit des Elektrons im höher angeregten s- bzw. p- bzw. d-Zustand (Hauptquantenzahl 3) des Wasserstoffatoms (r_{K1} = Radius der ersten, r_{K2} = Radius der zweiten Knotenfläche)



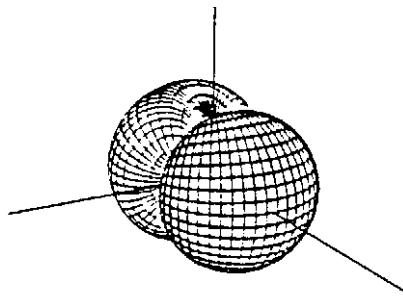
1s-Orbital



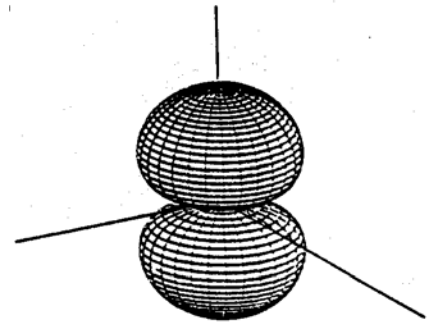
2s-Orbital



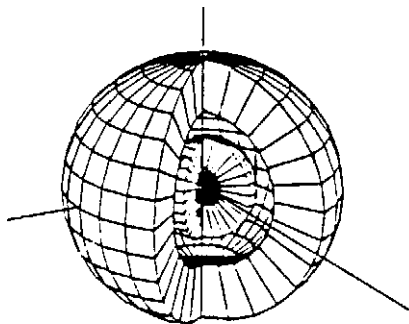
2p_x



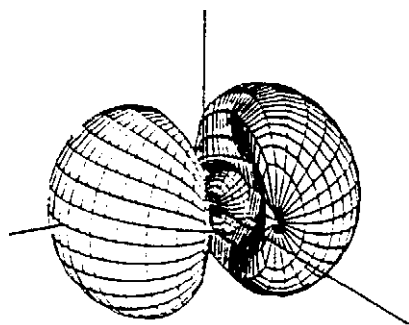
2p_y



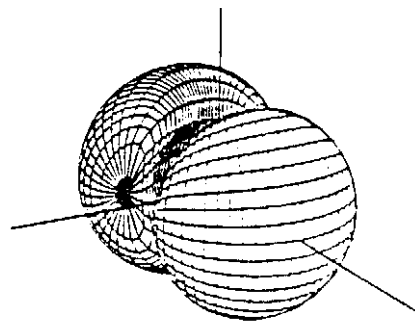
2p_z



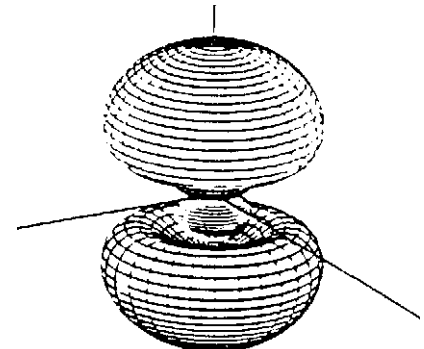
3s



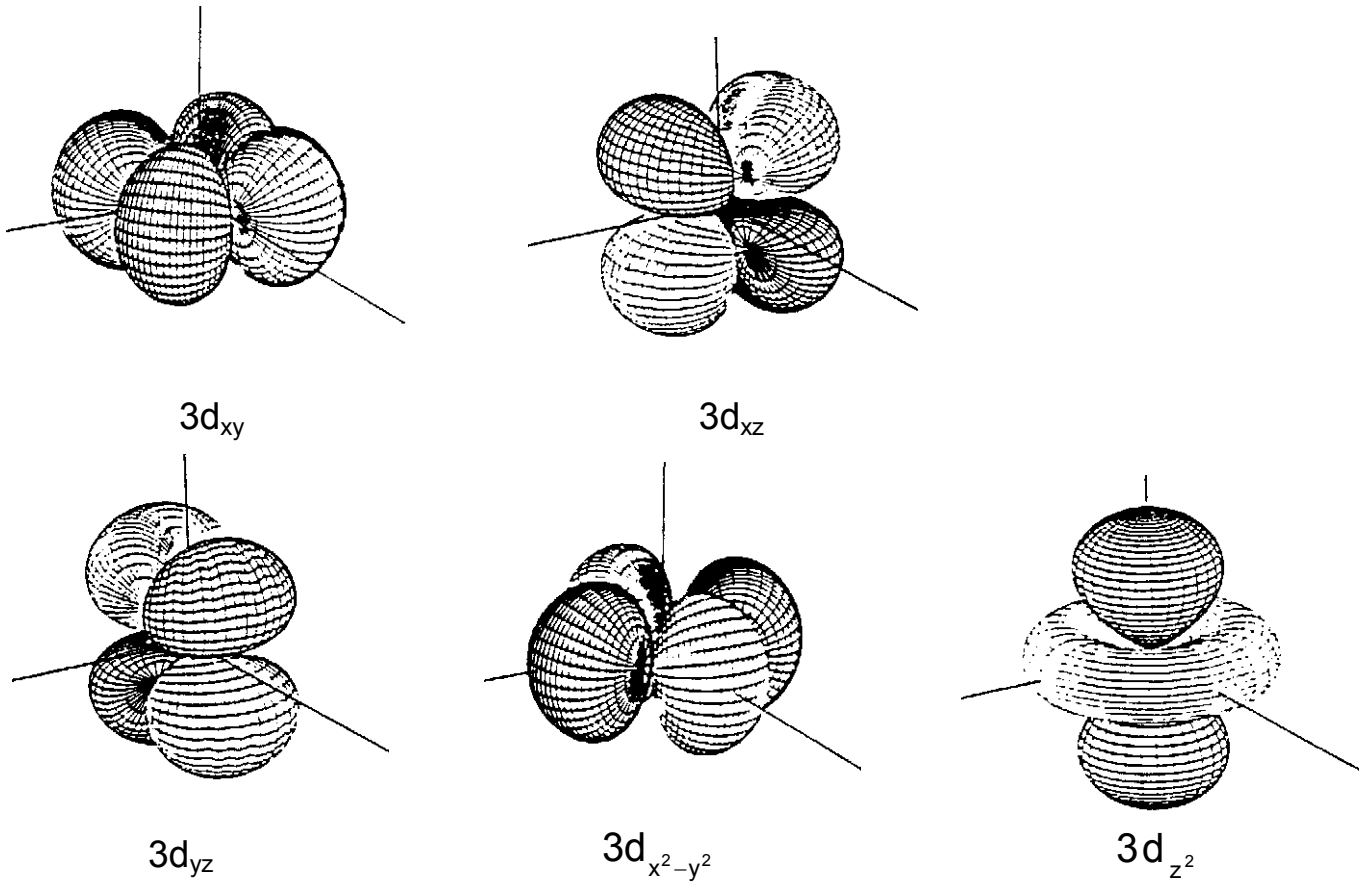
3p_x



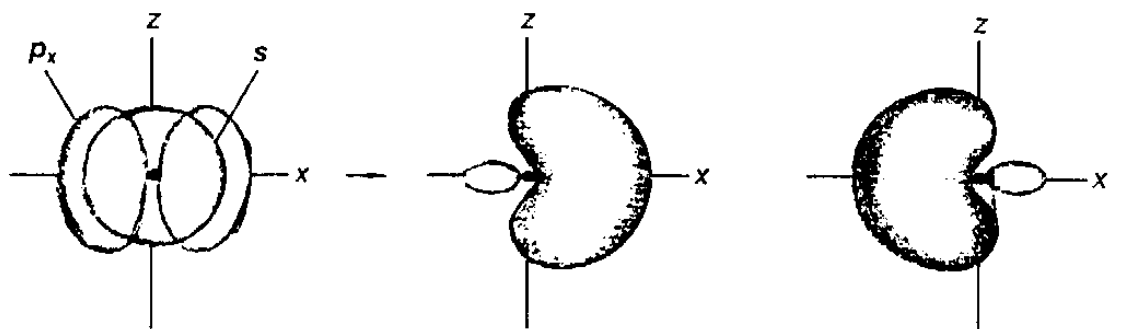
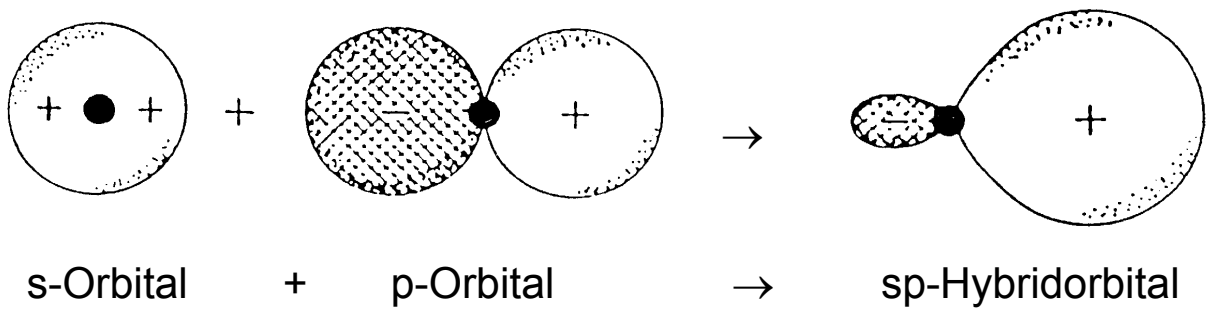
3p_y



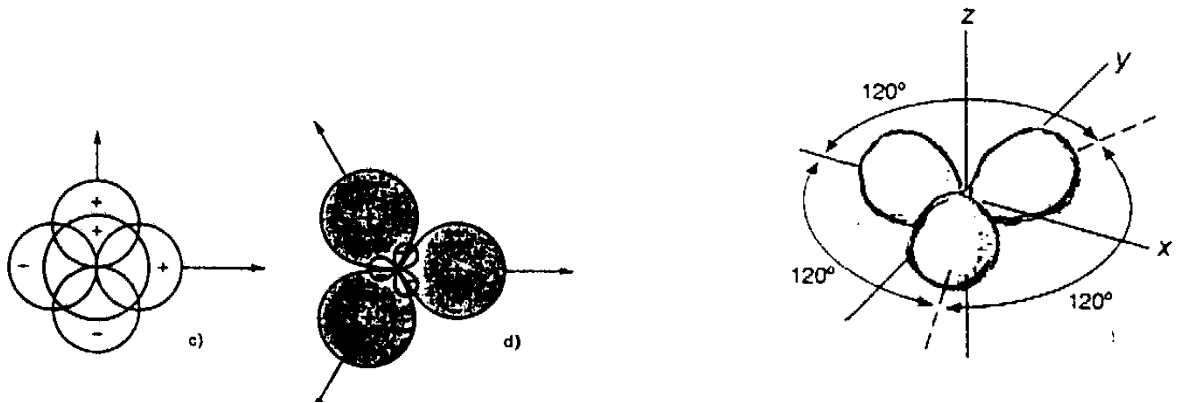
3p_z



Hybridisierung der Atomorbitale

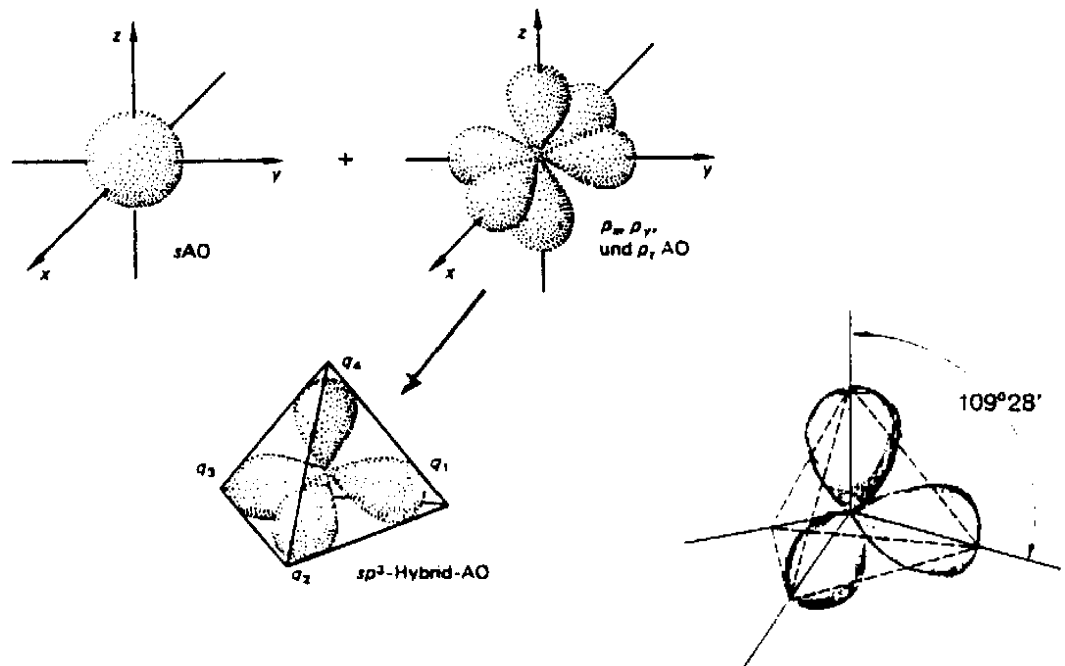


Hybridisierung von s- und p-Orbitalen zu sp-Hybridorbitalen



2s-, 2p_x- und 2p_y-AO → sp²-Hybrid-AO

(planar; 120°)

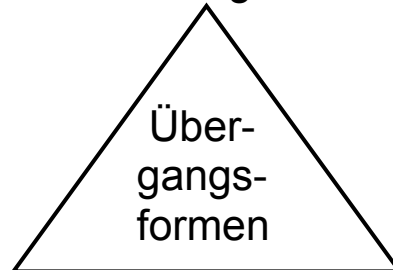


Bildung der tetraedrisch gerichteten sp³-Hybrid-AO

1.2 Die chemische Bindung

1.2.1 Bindungstypen

Ionenbindung
(heteropolare, nicht gerichtete Bindung)



Atombindung
(Elektronenpaar-
(kovalente) Bindung)

Metallbindung
(„Elektronengas“,
Rumpf)

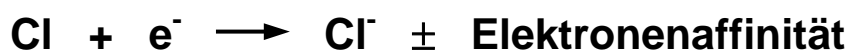
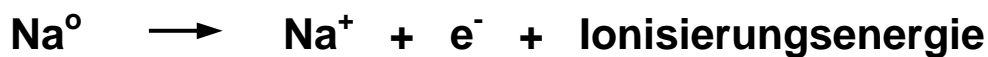
Komplexbindung (koordinative Bindung)

Zwischenmolekulare Bindung (H-Brücken-Bindung;
van der Waals-Bindung)

1.2.2 Ionenbindung

1.2.2.1 Ausbildung der Ionenbindung

z.B.:



Edelgaskonfiguration der Ionen (Oktettregel) wird angestrebt:



Weitere Beispiele: Mg^{2+} , Al^{3+} , O^{2-}

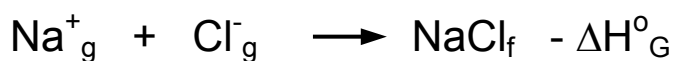
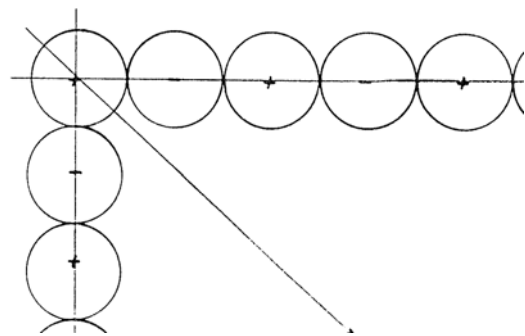
Elektrostatische Wechselwirkung

Coulomb'sche Anziehungskraft:
$$F = \frac{z_1 z_2 e^2}{4\pi \epsilon_0 r^2}$$

Freiwerdende Coulombenergie:
$$E = \frac{z_1 z_2 e^2}{4\pi \epsilon_0 r}$$

Ein Ionengitter wird gebildet
(dreidimensional):

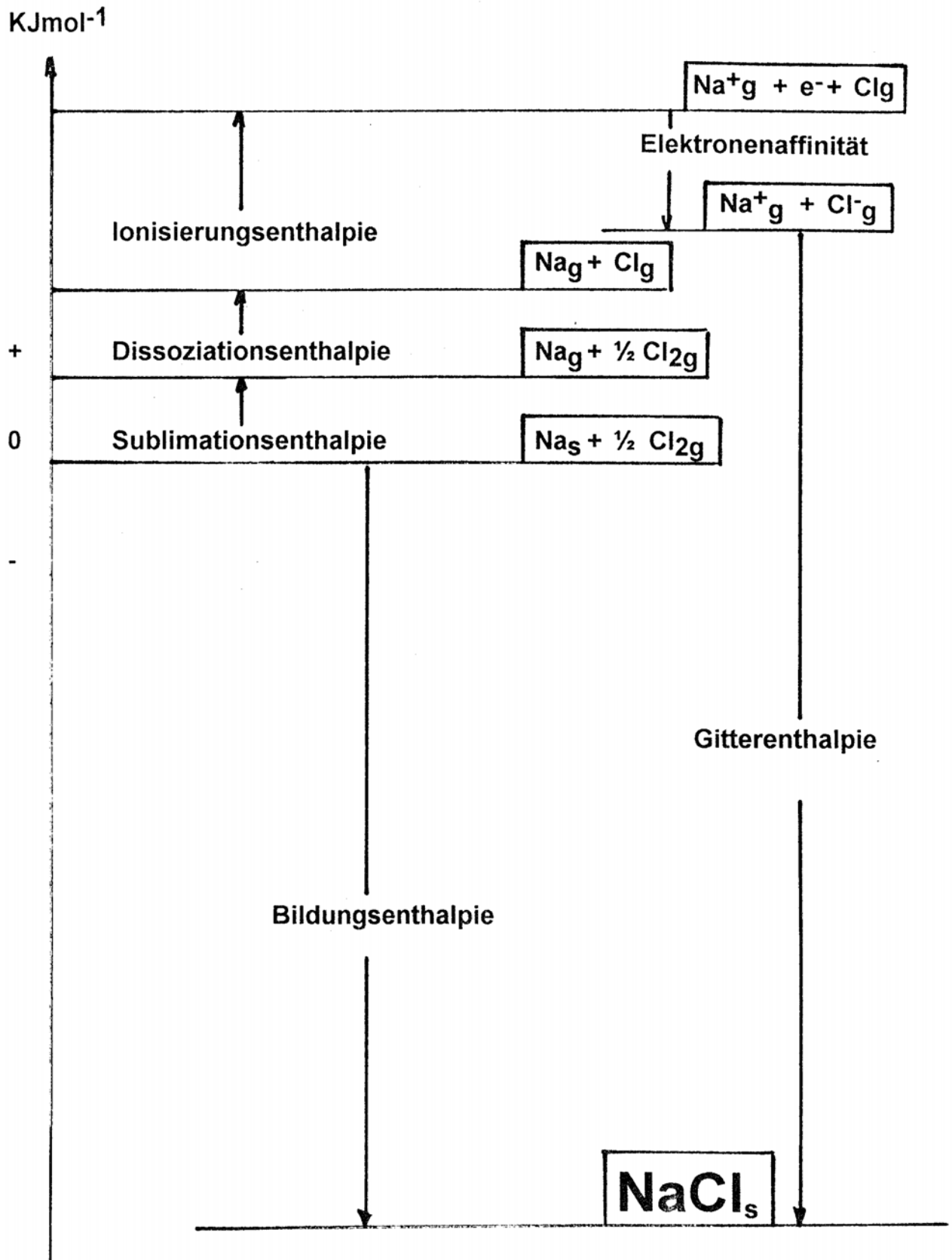
dabei wird Gitterenergie
(-enthalpie) freigesetzt:



Standardgitterenthalpie (-energien):

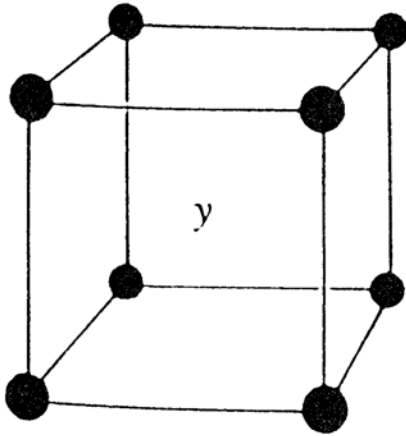
LiCl	- 737	KJmol ⁻¹	KCl	- 624	KJmol ⁻¹
MgO	- 484	KJmol ⁻¹	CaO	- 459	KJmol ⁻¹

Hohe Gitterenergie → hohe Schmelz- und Siedepunkte
geringe therm. Ausdehnung
hohe Härte (Ritzhärte)
geringe Kompressibilität



1.2.2.2 Ionengitter – AB – Typ

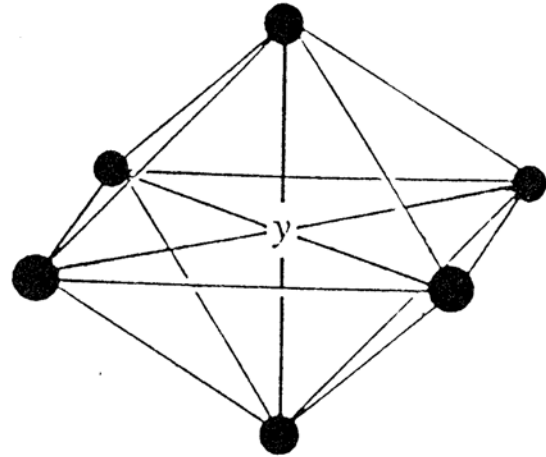
Anion



(a) kubisch

$$\frac{r^+}{r^-} > 0,73$$

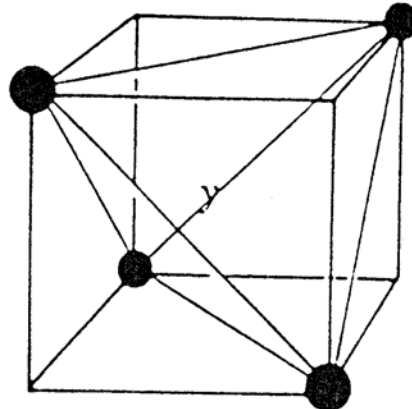
Cäsiumchlorid - Gitter
KZ = 8
CsCl



(b) oktaedrisch

$$\frac{r^+}{r^-} > 0,414$$

Steinsalz - Gitter
KZ = 6
NaCl



(c) tetraedrisch

$$\frac{r^+}{r^-} > 0,225$$

Zinkblende - Gitter
KZ = 4
ZnS

r^+ : Kationenradius r^- : Anionenradius

Kristallstrukturen einiger ionischer Verbindungen

Gitter-Struktur	Beispiele
Cäsiumchlorid	CsCl, CsBr, CsI, NH ₄ Cl, NH ₄ Br
Natriumchlorid	Halogenide des Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , Rb ⁺ Oxide und Sulfide des Mg ²⁺ , Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺ , Mn ²⁺ , Ni ²⁺ ,
Zinkblende (ZnS)	Sulfide des Be ²⁺ , Zn ²⁺ , Cd ²⁺ , Hg ²⁺ , CuCl, CuBr, CuJ, AgJ, ZnO

1.2.2.3 Eigenschaften von Ionenverbindungen

- schwerflüchtig, hohe Schmelz- und Siedepunkte
- elektrische Leitfähigkeit (2. Art, Ionen) in Lösung und Schmelze
- meist in polaren Lösungsmitteln (z.B.: H₂O) gut löslich
- spröde

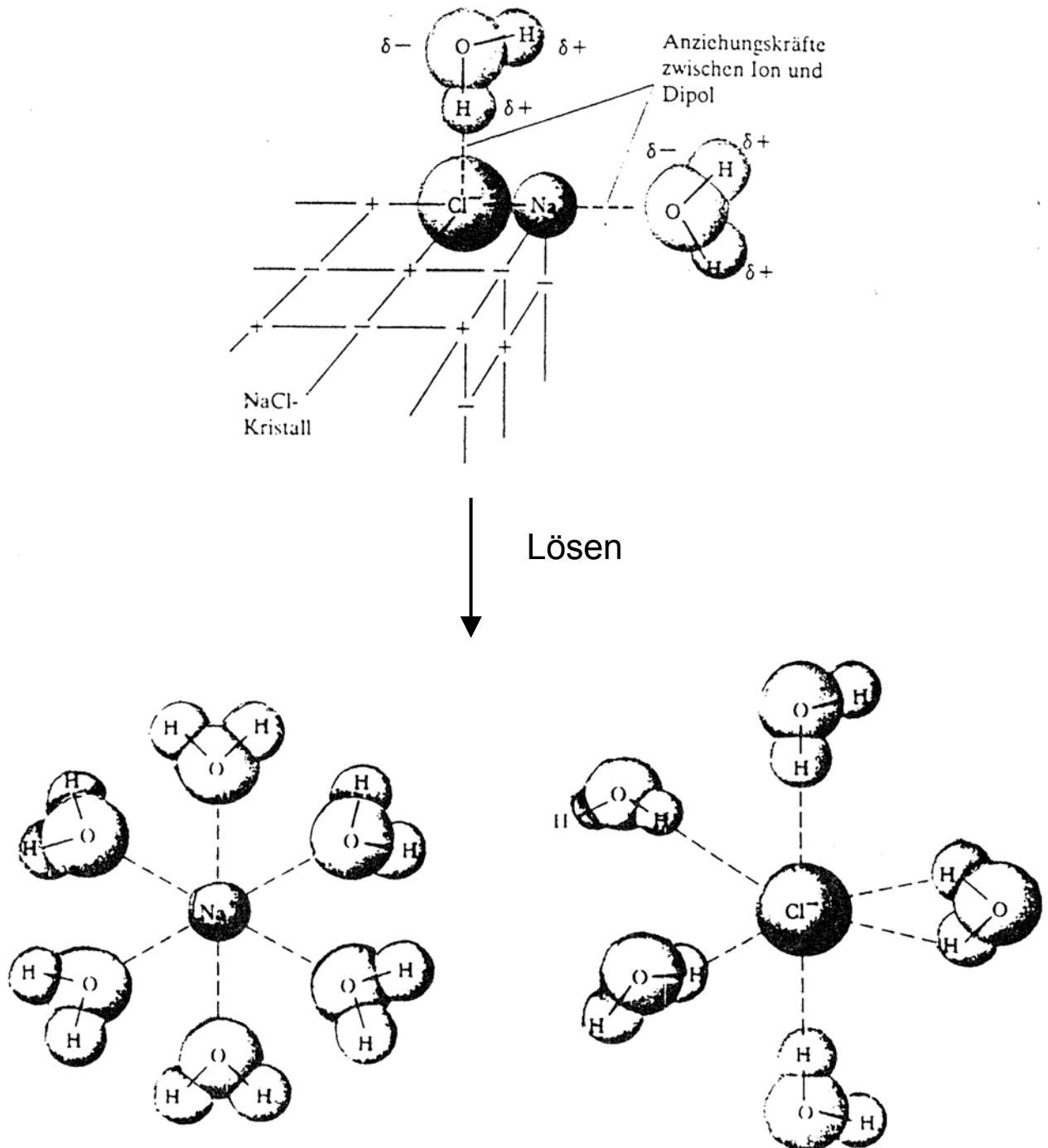
Dies sind typische Eigenschaften von Salzen.

Solvatations-(Hydratations-)energie erklärt die Löslichkeit in polaren Lösungsmitteln (z.B.: H₂O); sie muss in der Größenordnung der Gitterenergie sein (Entropieeinfluss!).

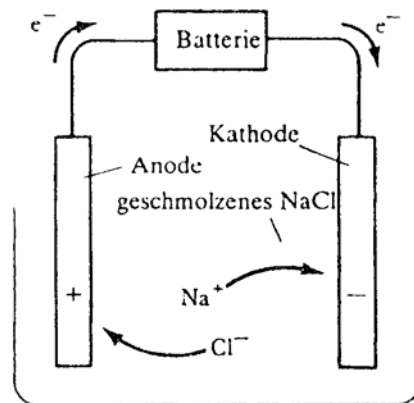
Je nach Verhältnis von Solvatations- zu Gitterenergie:

endotherme	} Lösung
exotherme	
gar keine	

Solvatationsenergie - Ionendipolwechselwirkung



Elektrische Leitfähigkeit durch freibewegliche Ionen in Lösungen und Schmelzen (Elektrolyt)



Ohm'sches Gesetz ist gültig: $R = \frac{U}{I}$

$$\sigma = \frac{1}{R} = \frac{1}{U}$$

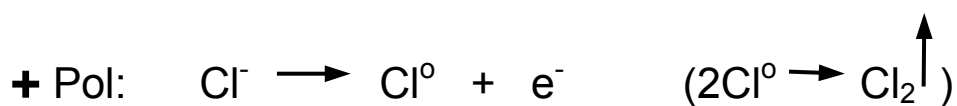
$$\sigma = \frac{\kappa A}{d}$$

κ = spez. Leitfähigkeit $\Omega^{-1} \text{ cm}^{-1}$ [$\text{S} \cdot \text{cm}^{-1}$]

A = Elektrodenoberfläche
d = Abstand der Elektroden

Leitfähigkeiten müssen mittels Wechselstrom gemessen werden, um eine Elektrolyse zu unterdrücken.

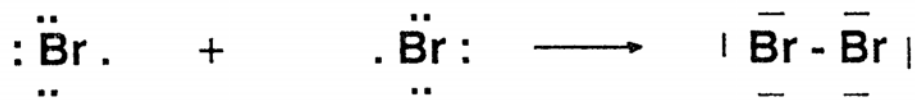
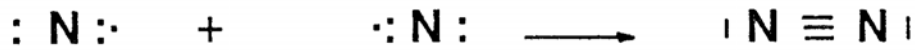
Bei Anlegen einer Gleichspannung findet eine Elektrolyse statt:



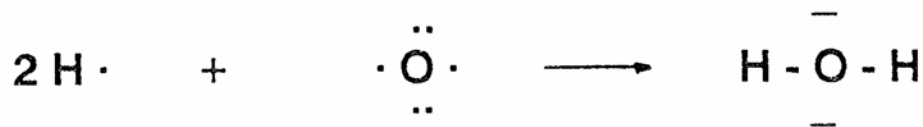
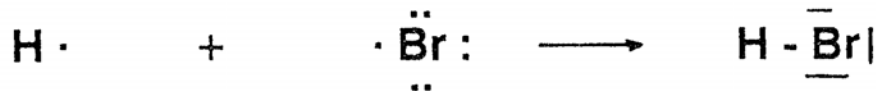
1.2.3 Atombindung - Kovalente Bindung
 1.2.3.1 Gemeinsames Elektronenpaar -Orbitalmodell

Bei der Molekülbildung wird die Edelgaskonfiguration durch ein gemeinsames, mit Elektronen besetztes Molekülorbital erreicht (vgl. Oktettregel).

z.B.: Unpolare Moleküle

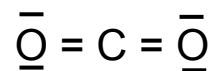
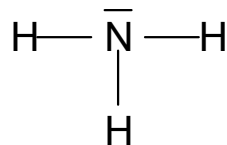
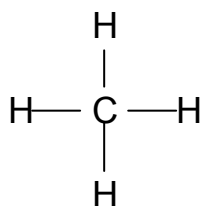


auch polare Moleküle:

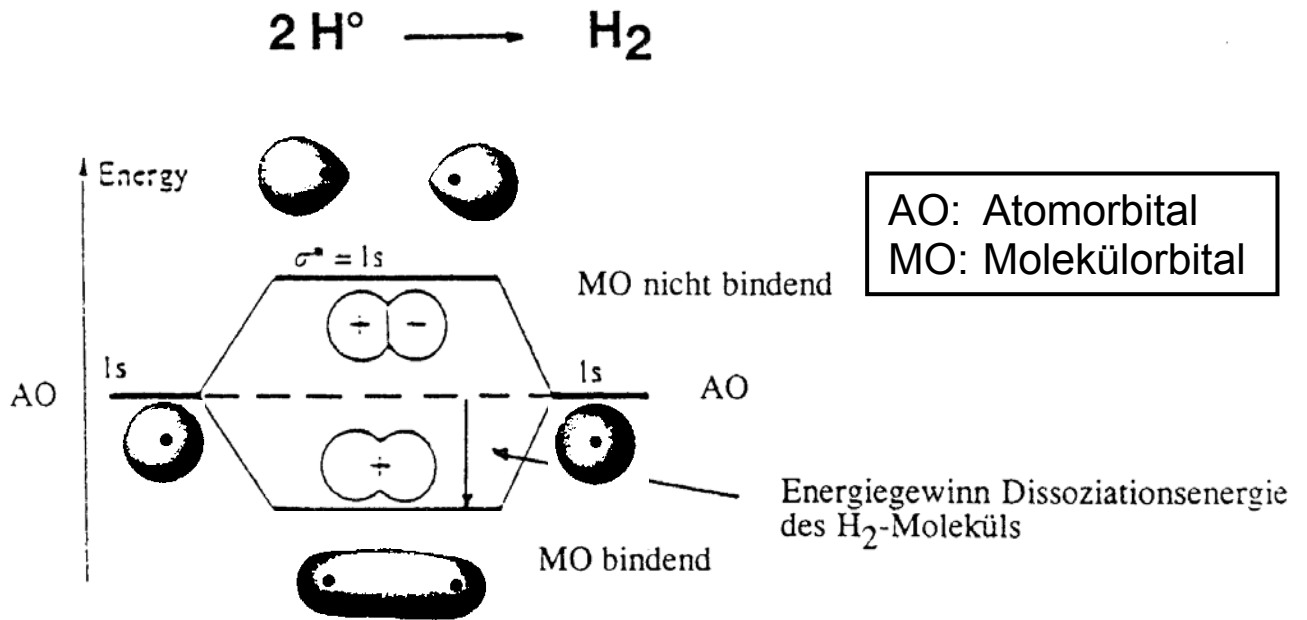


Orbitalmodell - Molekülorbitale aus Atomorbitalen

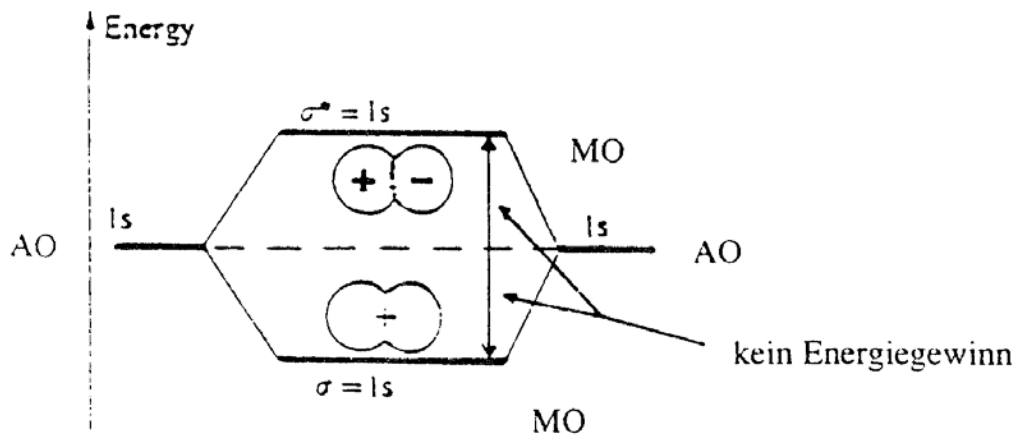
Weitere Beispiele:

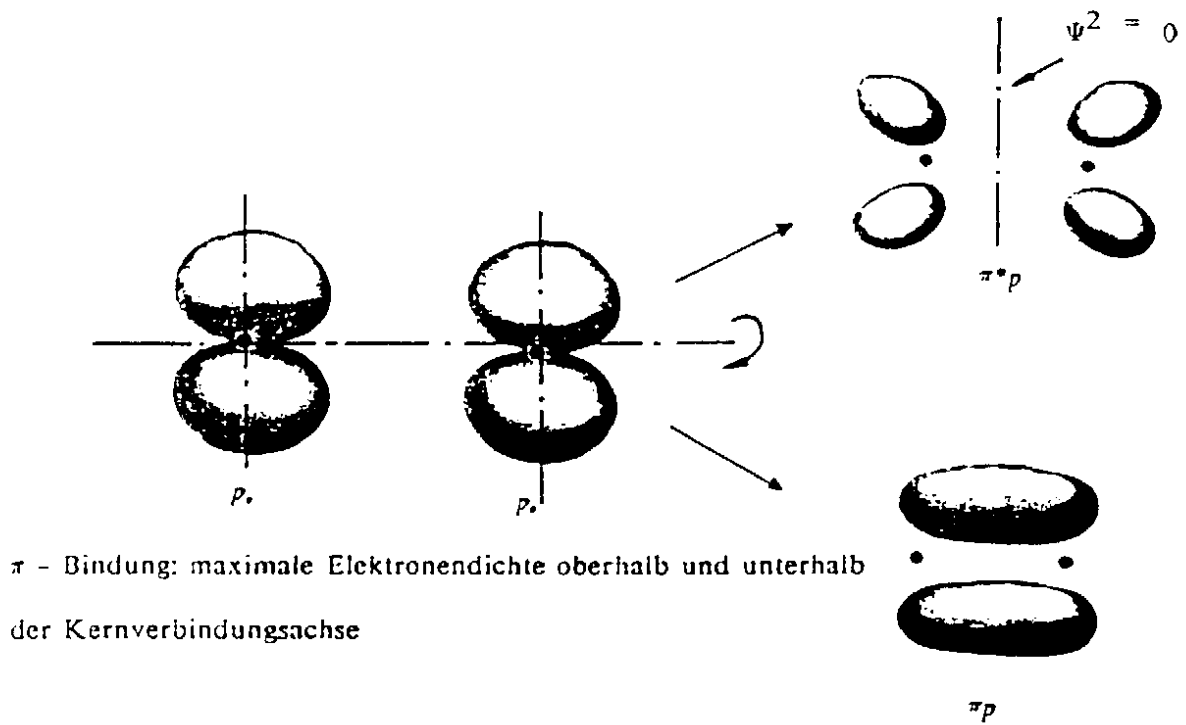
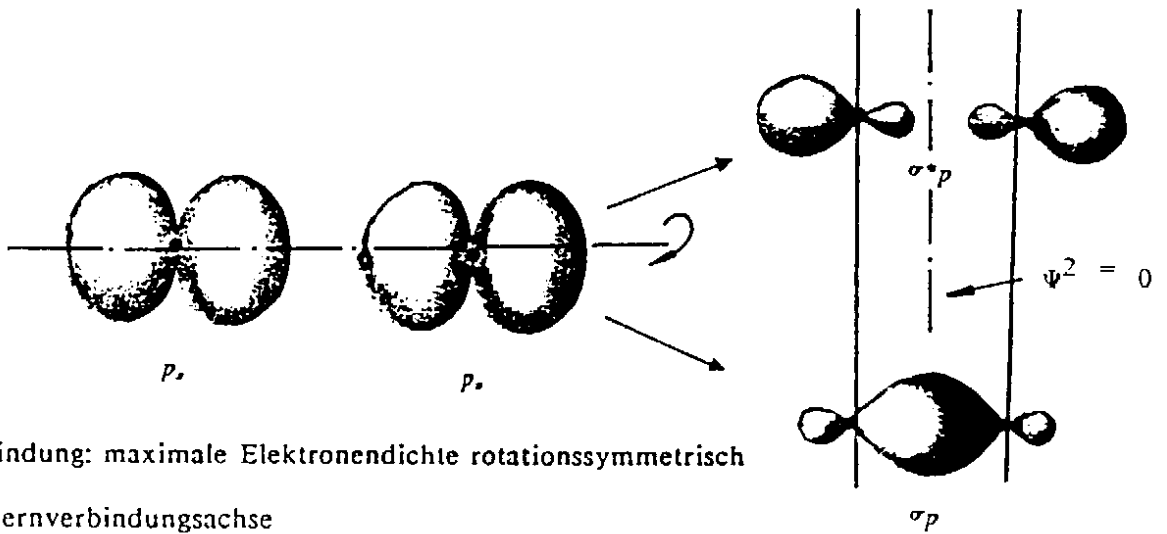


Energiediagramm für die Bildung von σ - und σ^* -Molekülorbitalen aus den 1 s-Orbitalen zweier Atome



Unmöglichkeit eines He_2 - Moleküls





Bildung von Molekülorbitalen aus p-Atomorbitalen

Bindungs-(Dissoziations-) enthalpie (-energie):

H ₂	435	kJmol ⁻¹
O ₂	493	kJmol ⁻¹
N ₂	940	kJmol ⁻¹

Molekülverbindungen bilden Molekülgitter!

Unpolare Moleküle, niedrige Gitterenthalpie (-energie); – Schwache van der Waal's-Wechselwirkungen

→ Siede- und Schmelzpunkte sind niedrig, z.B:

H₂ - 252 / - 259 °C

O₂ - 183 / - 219 °C

N₂ - 196 / - 237 °C

F₂ - 188 / - 220 °C

Van der Waal's Bindungen: Durch Polarisierung entstehen induzierte Dipole

Ausgeprägt bei zunehmender Molekülgröße (Makromoleküle)

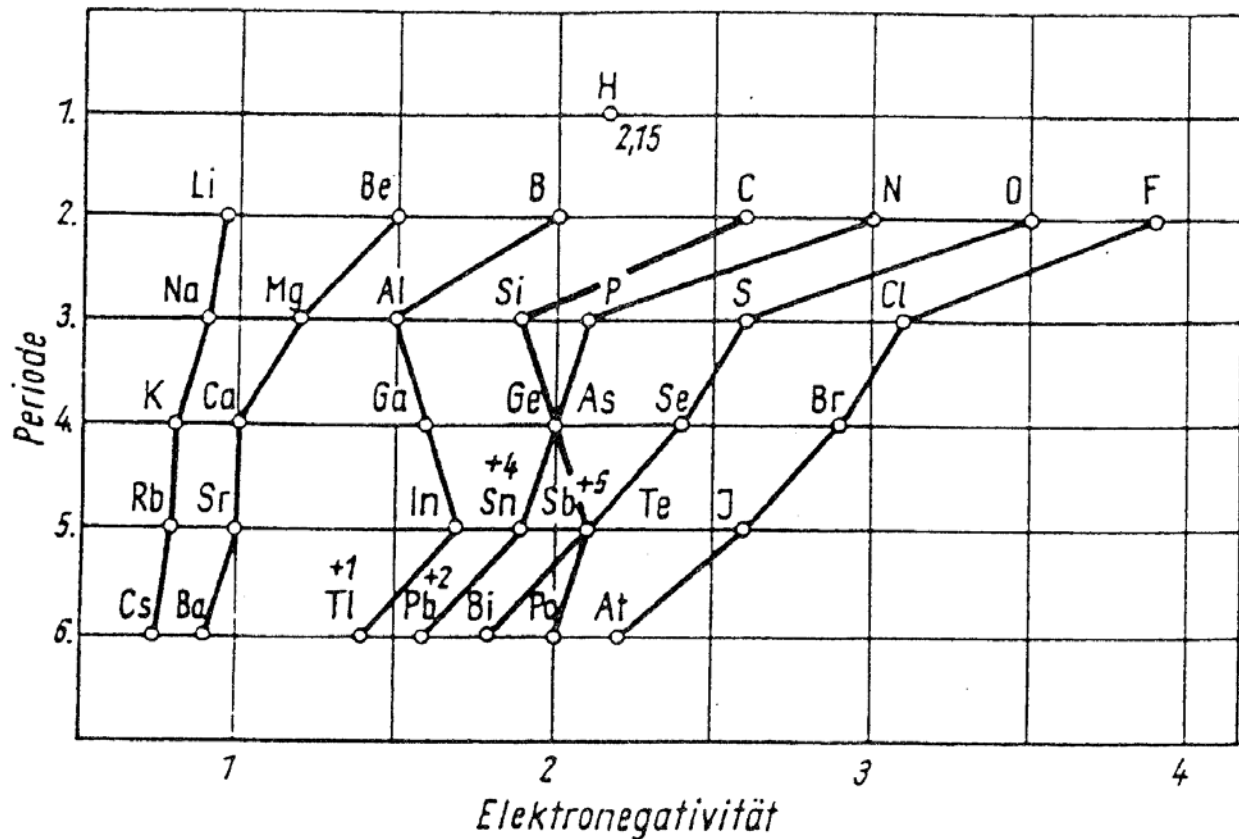
van der Waal's	20	kJmol ⁻¹
H-Brücken	20 – 40	kJmol ⁻¹
Hauptvalenzen	400	kJmol ⁻¹

Molekülverbindungen

- flüchtig, niedrige Schmelz- und Siedepunkte
- meist unlöslich in polaren Lösungsmitteln
- meist keine elektrische Leitfähigkeit

1.2.3.2 Elektronegativität (EN)

Pauling - Skala



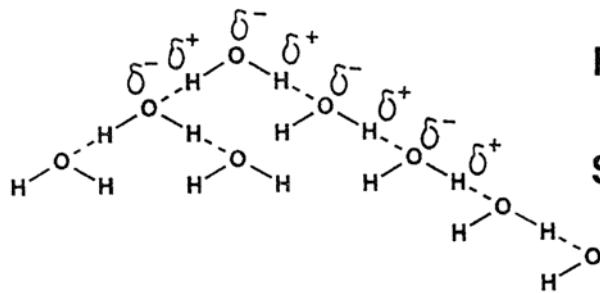
"Das Bestreben eines Atoms, das gemeinsame bindende Elektronenpaar zu sich heranzuziehen."

1.2.3.3 Polare Atombindung

Elektronegativitätsunterschiede ergeben polare Moleküle, elektrische Dipole!

Damit: Coulombwechselwirkung zwischen den Dipolen!

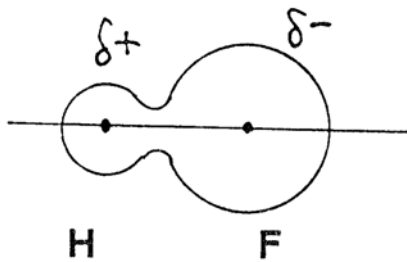
Stabile höhere Ordnungszustände entstehen.



H-Brückenbindung

Sdp. H_2O + 100°C anstatt
- 80°C ($M_r!$)

Elektronenverteilung in einem HF-Molekül:



Rotationssymmetrisch zur
Kernverbindungsachse

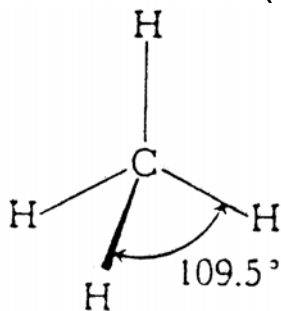
Siedepunkte (°C) steigen

HJ	- 35
HCl	- 85
HF	+ 19
H₂O	+ 100
H₂S	- 60

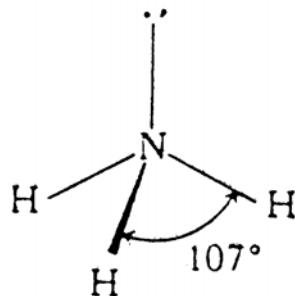
1.2.3.4 Tetraeder-Modell

Die Ionenbindung ist ungerichtet.

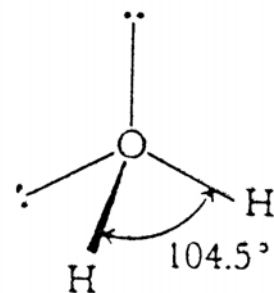
Die Atombindung ist gerichtet, d.h. es gibt feste Bindungswinkel;
Oft Tetraeder (109,5°), weil sp^3 -hybridisierte AO's vorliegen;



tetraedrisch
109,5°



trigonal-pyramidal
107°



gewinkelt
104°

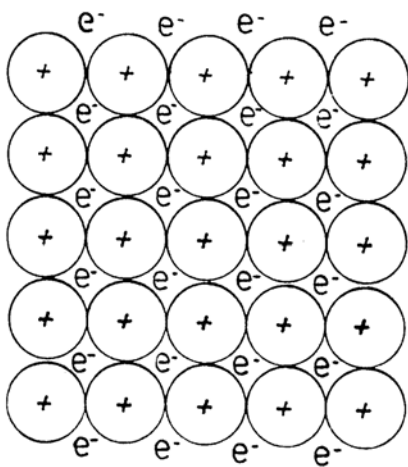
Die vier Elektronenpaare des Oktett's stoßen sich gegenseitig ab!

1.2.4 Metallbindung und –aufbau

1.2.4.1 Elektronengas-Modell

Typische Metalleigenschaften:

- duktil (nicht spröde)
- hohe elektrische Leitfähigkeit mit negativem Temperaturkoeffizienten, gute Wärmeleitfähigkeit, glänzend



Metallgitter des Kupfers:

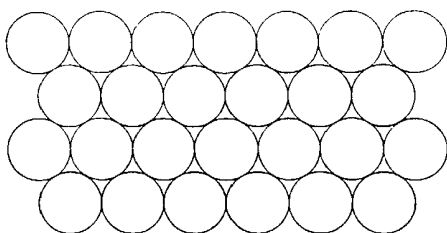
Cu^+ -Ionen und
delokalisierte e^-
(\rightarrow Elektronengas)

Wärmebewegung der Ionen
wirkt elektr. Strom entgegen

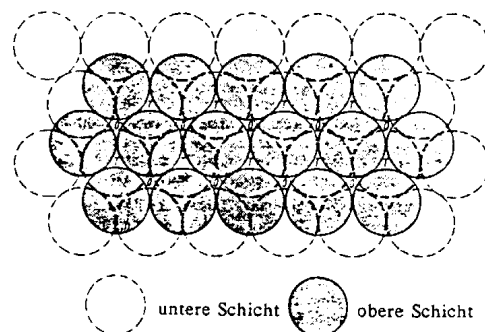
Natur der Metallionen aus magnetischen Messungen und Elektronenkonfigurationen ermittelbar!

Leicht Legierungsbildung durch Einlagerung von Fremdatomen in das Gitter (Geometrie!).

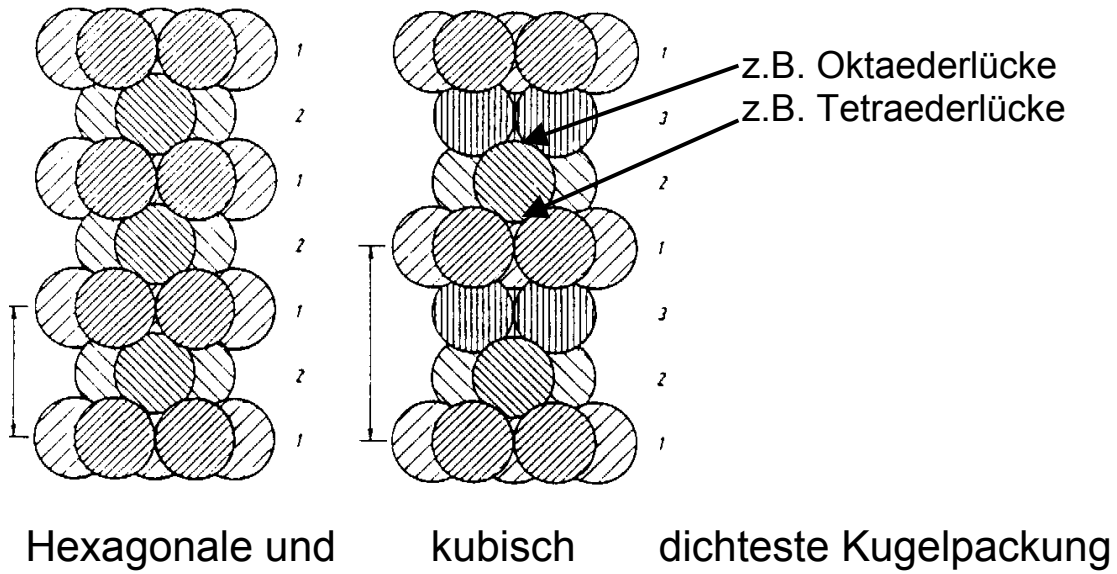
Dichteste Kugelpackungen:



zweidimensional

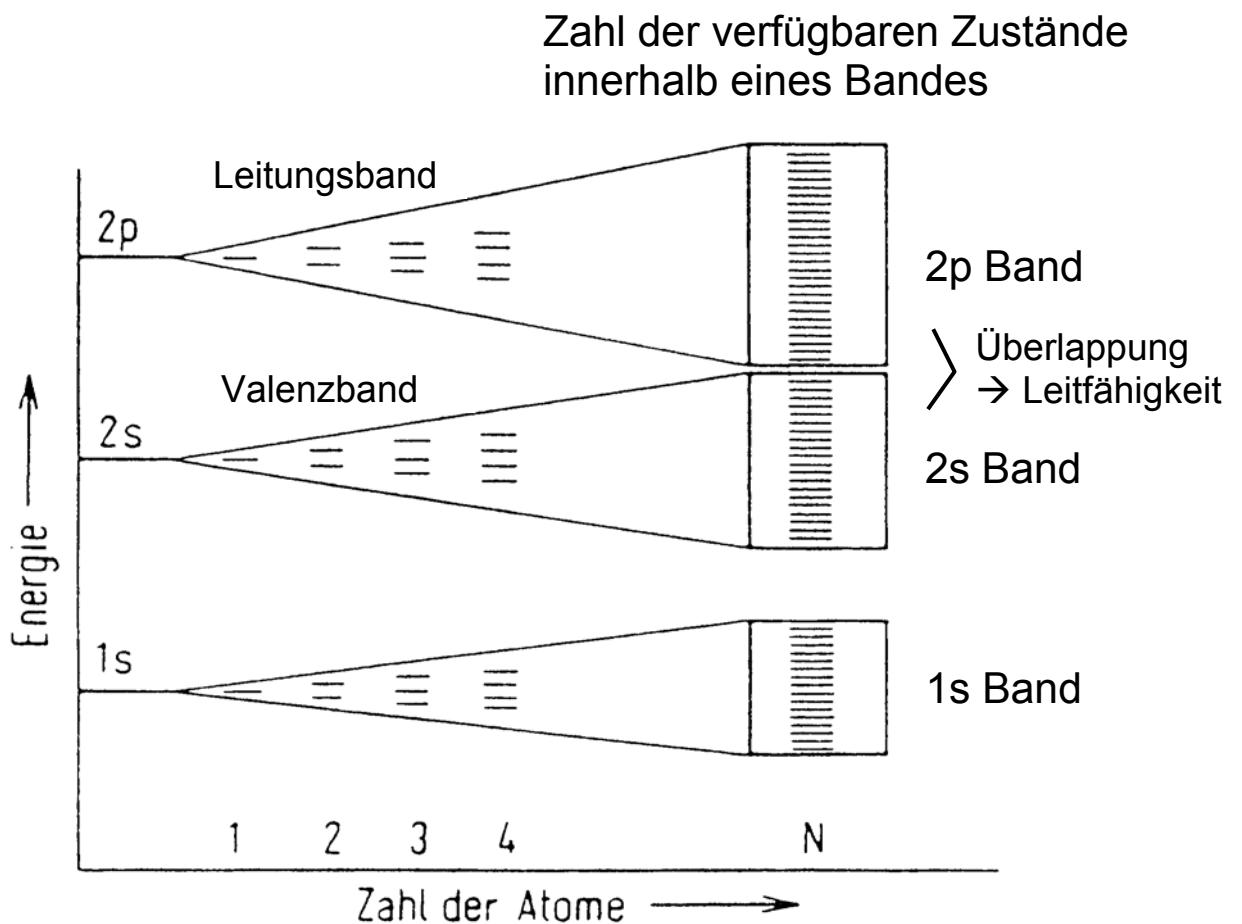


zwei übereinander gelagerte
dichtest gepackte Kugелеbenen

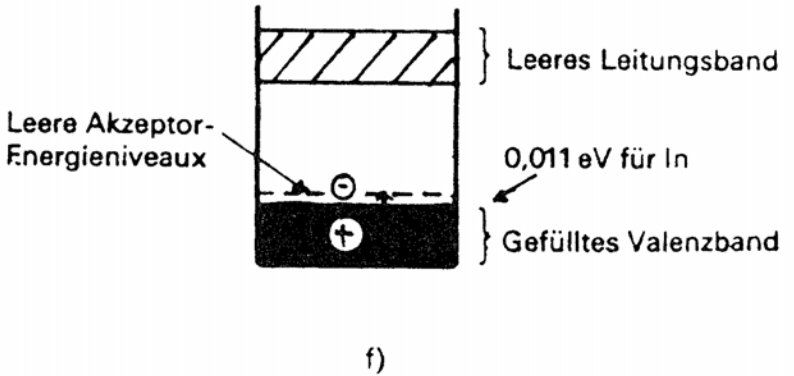
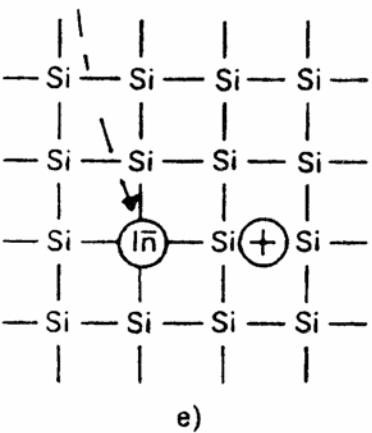
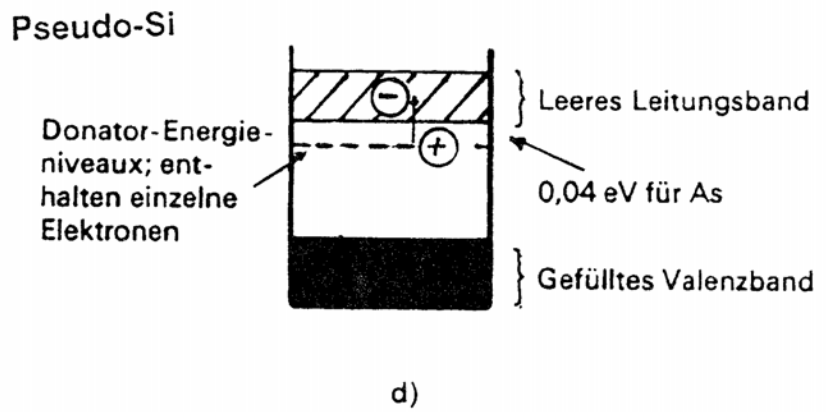
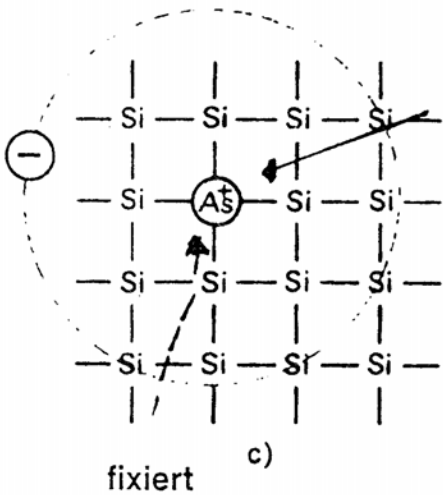
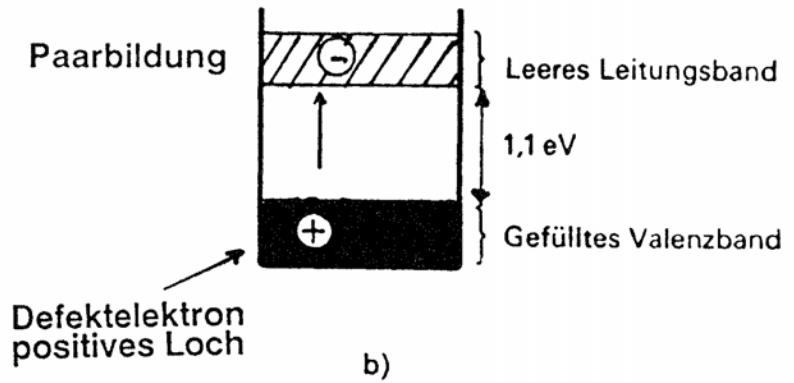
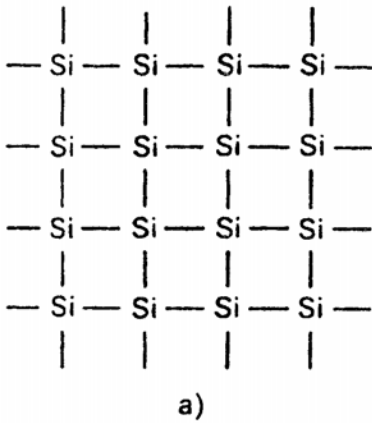


1.2.4.2 Das Bändermodell - Die Halbleitung

Entstehung von (Energie-)Bändern:



Die Halbleitung



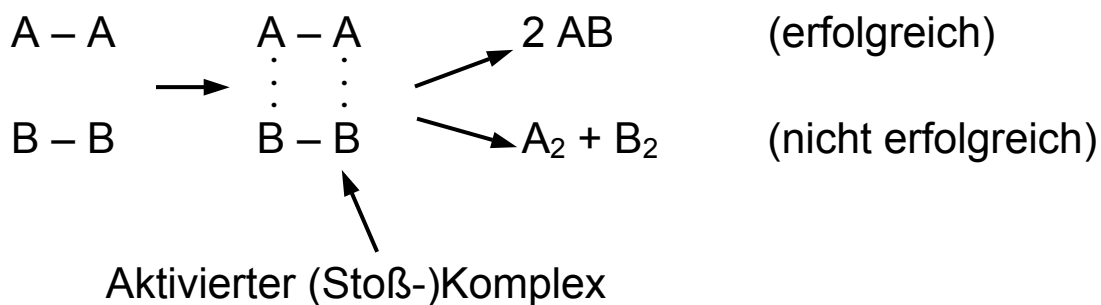
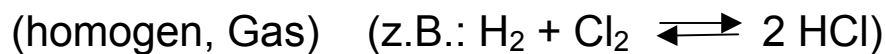
Akzeptoren: B, In, Ga
p-Leitung
(Defektelektron im Valenzband)

2. Chemische Reaktionen

2.1 Grundbegriffe der chemischen Kinetik

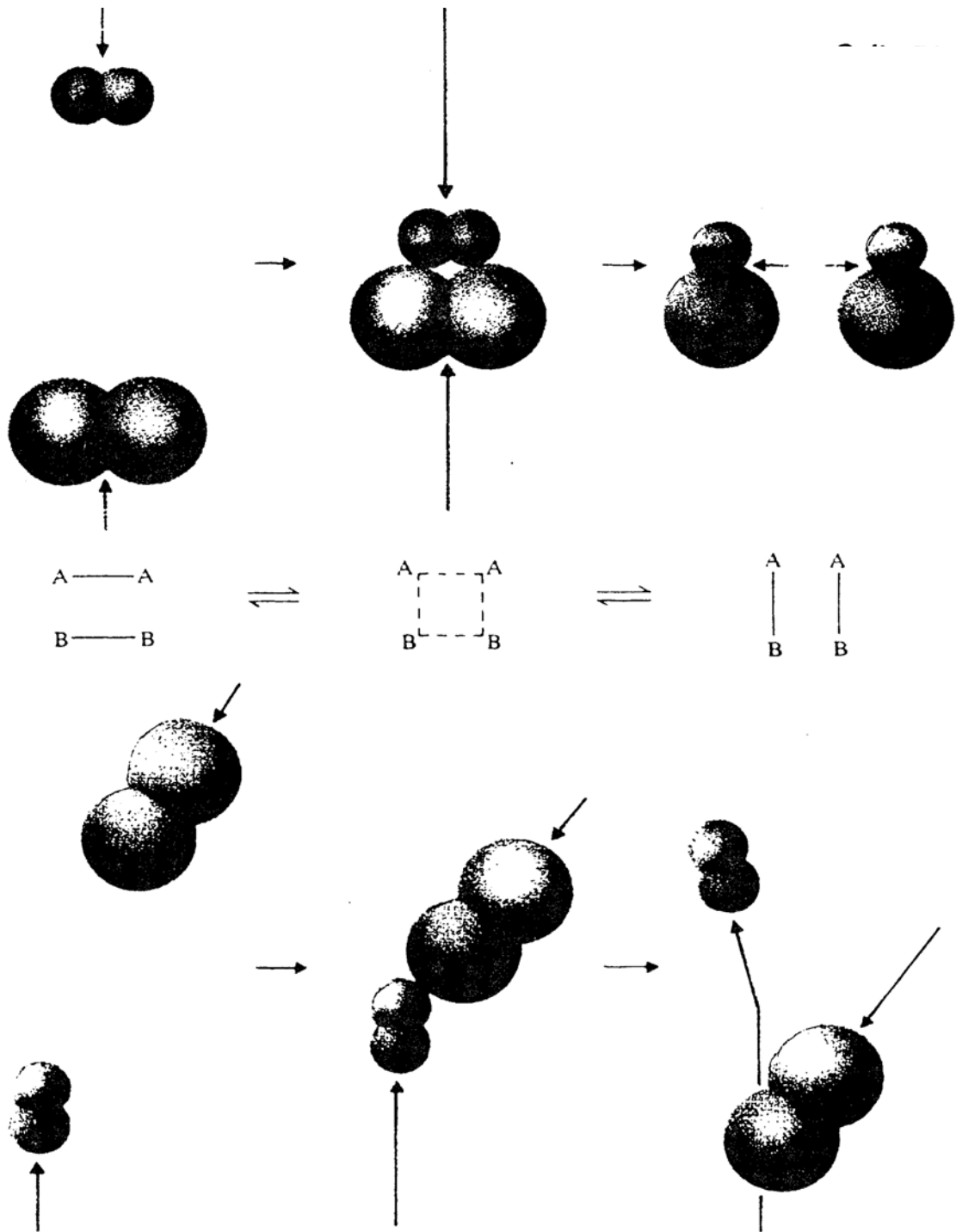
2.1.1 Modellvorstellung zum Ablauf chemischer Reaktionen

Reaktionstyp:



Erfolgreiche Reaktionen nur unter folgenden Voraussetzungen:

- Sterisch richtige Stöße und
- Mitbringen der Mindestenergie E_a (Aktivierungsenergie)



Erfolgreicher Zusammenstoß zwischen A_2 - und B_2 -Molekülen

Einflussgrößen auf die Reaktionsgeschwindigkeit, die Zahl der erfolgreichen Stöße pro Zeiteinheit:

1. Sterischer Faktor
2. Konzentration / Anzahl stoßbereiter Moleküle
3. Temperaturerhöhung / heftigere Molekülbewegung / mehr Stöße pro Zeiteinheit und energiereichere Moleküle (E_{kin}) und viel mehr Moleküle, die E_a mitbringen.
4. Katalysator

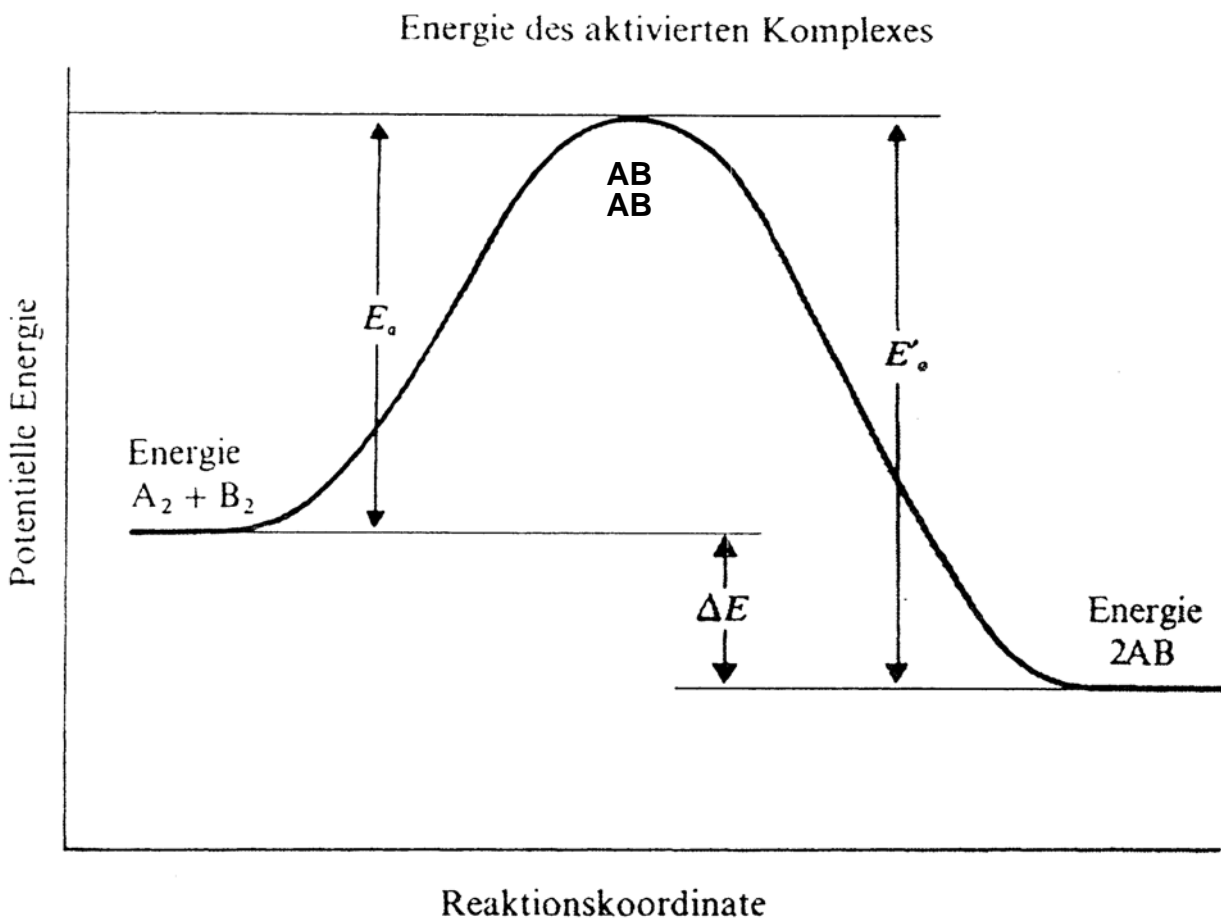


Diagramm der potentiellen Energie für die hypothetische Reaktion $A_2 + B_2 = 2AB$

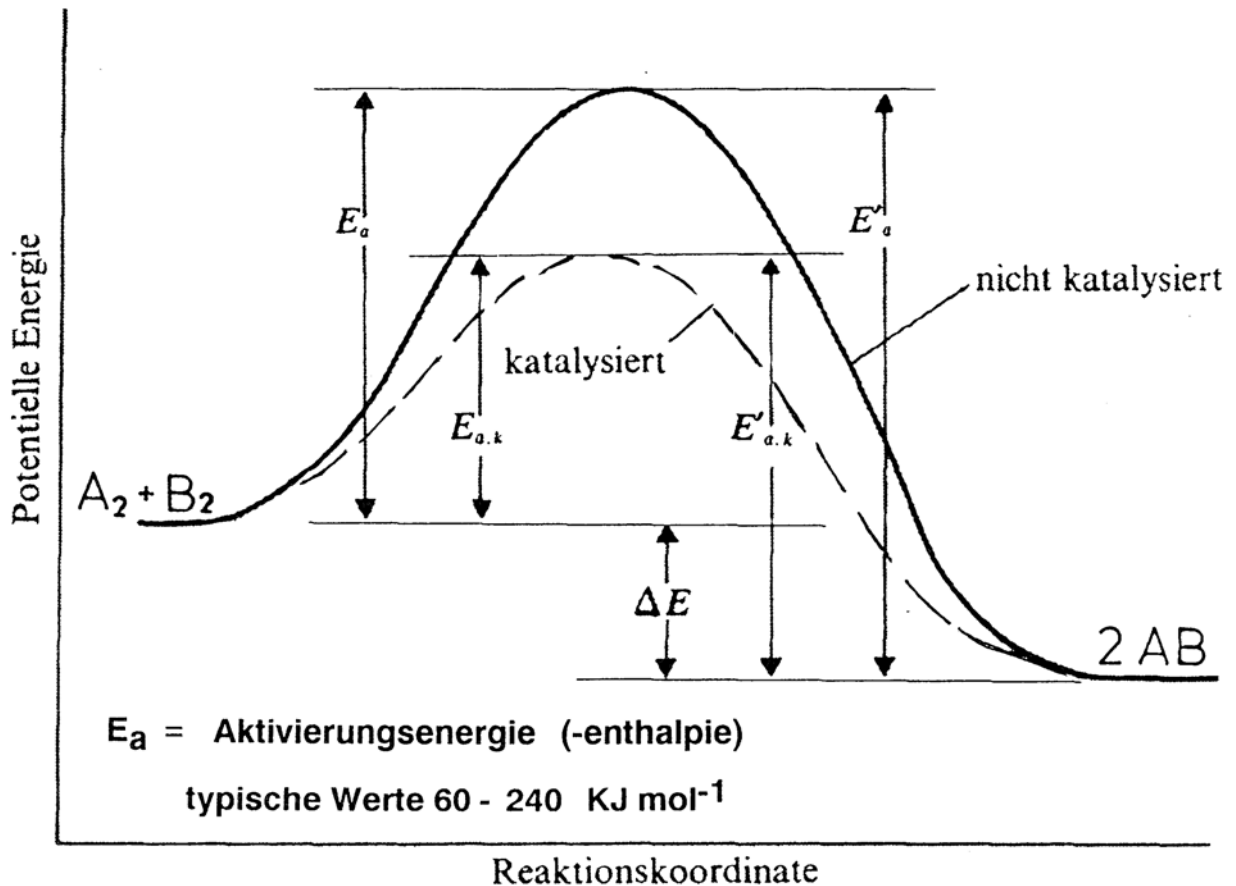


Diagramm der potentiellen Energie für katalysierte und nichtkatalysierte Reaktionen

Katalyse = Reaktionsbeschleunigung

Katalysator erhöht die Reaktionsgeschwindigkeit und bleibt meist unverändert.

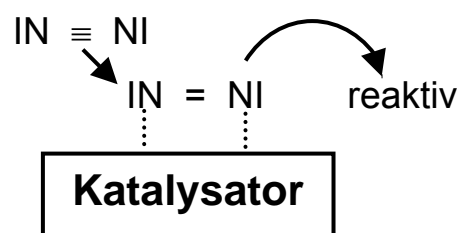
Wirkungsweise: alternativer Reaktionsweg

Oft Edelmetalle (Pt, Pd, Ag, Au)

Heterogene und homogene Katalyse; erstere ist eine Reaktion an einer festen Oberfläche, diese muss möglichst groß sein, dann ist die Reaktionsgeschwindigkeit maximal.

Prinzipieller Mechanismus:

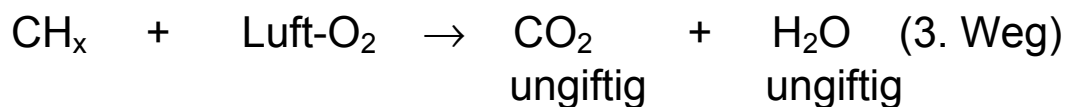
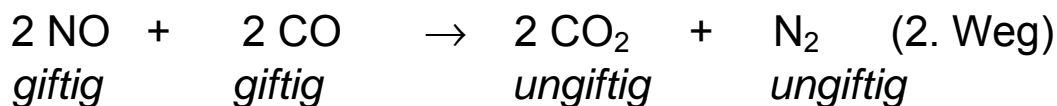
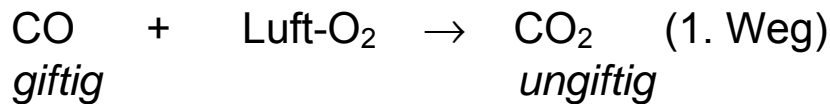
Aktivierung auf der
Katalysatoroberfläche



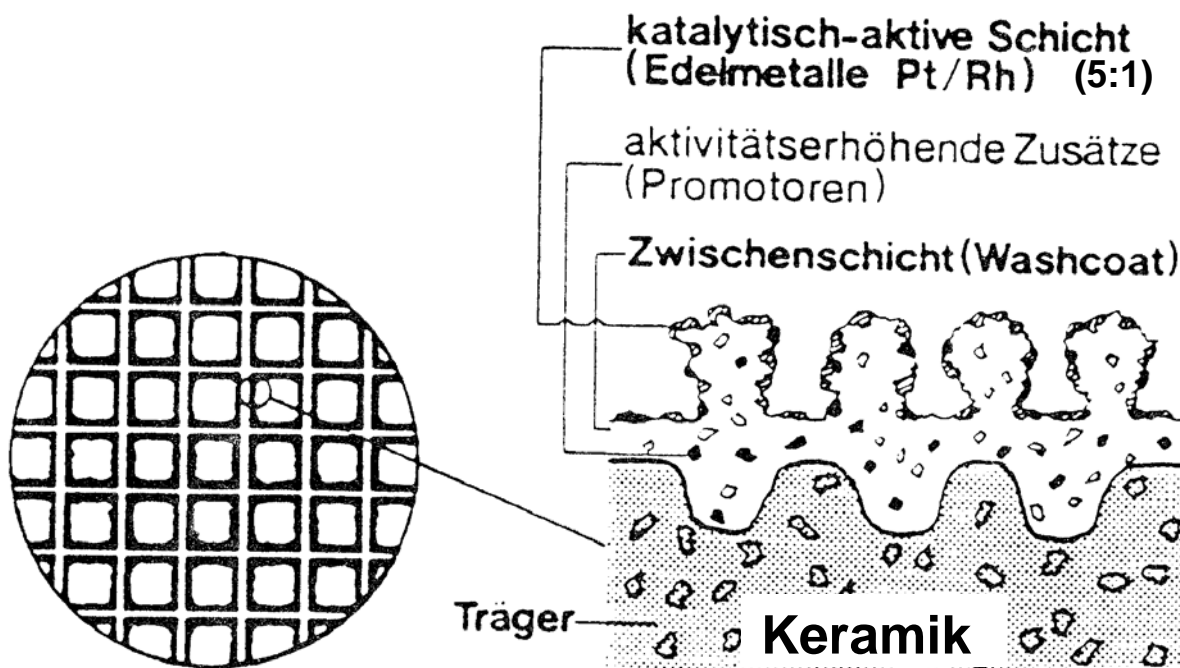
Exkurs: Abgaskatalysator

3-Wege-Katalysator mit Lambdasonde für Ottomotoren

Ziel:



Aufbau:

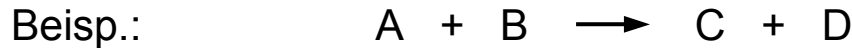


Probleme mit dem 3-Wege-Katalysator:

- Benzine müssen schwefel- und bleifrei sein, wegen Vergiftung des Platins
- Temperaturempfindlichkeit des Katalysatorbetts

2.1.2 Reaktionsgeschwindigkeit, Reaktionsordnung und -molekularität

Reaktionsgeschwindigkeit v: (pro Zeiteinheit umgesetzte Stoffmenge)

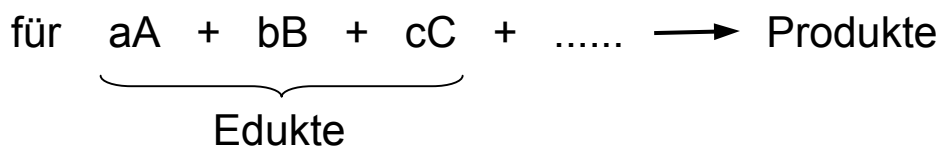


$$v = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[B]}{dt} = +\frac{d[C]}{dt} = +\frac{d[D]}{dt}$$

$v = f(\text{Konzentration, Temperatur, Katalysator, Oberfläche bzw. Verteilungsgrad bei einer heterogenen Reaktion})$

Konzentrationseinfluss: $v_{\rightarrow} = k_{\rightarrow} [A] [B]$
 $v_{\leftarrow} = k_{\leftarrow} [C] [D]$

allgemein: $v_{\rightarrow} = k_{\rightarrow} [A]^{a'} [B]^{b'} [C]^{c'} \dots$

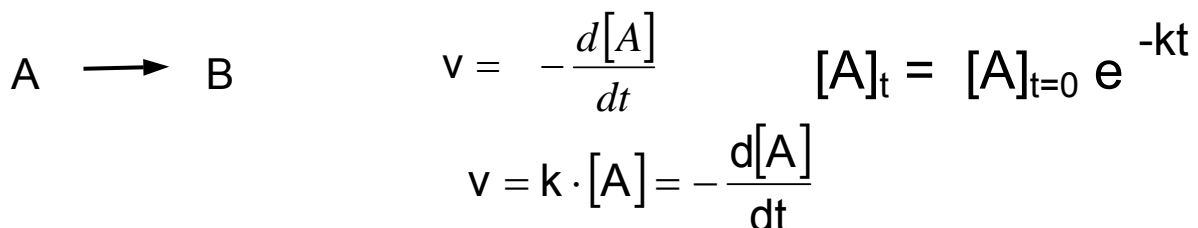


a', b', c', \dots = Ordnung der Reaktion bezüglich A, B, C,

$\Sigma a', b', c', \dots$ = Gesamtordnung

Beachte: Die Ordnung ist nicht immer identisch mit den stöchiometrischen Faktoren bzw. Molzahlen

Einfachstes Beispiel einer Reaktion erster Ordnung:



Beispielrechnung:

Gegeben: $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{HCl}$ bei 650°C

	$C_o(\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl})$ [mol/l]	v [mol/l · s]
1	0,1	$1,6 \cdot 10^{-7}$
2	0,2	$3,2 \cdot 10^{-7}$

- Welche Reaktionsordnung?

$$v = k \cdot [\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}]^1 \rightarrow k = \frac{v}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}]} = 1,6 \cdot 10^{-6} \frac{1}{\text{s}}$$

- Wie groß ist die Konzentration für $C_o = 0,1 \text{ mol/l}$ nach 125 h?

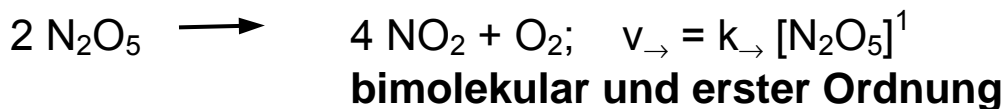
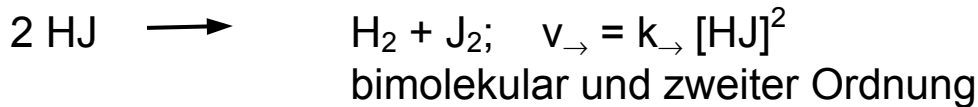
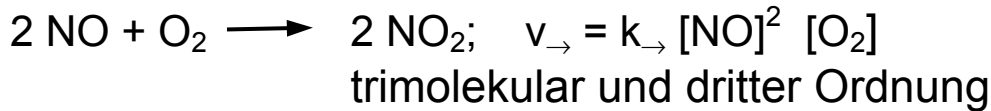
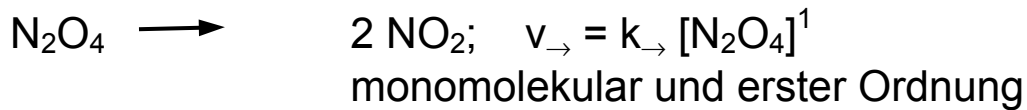
$$C_t = C_o \cdot e^{-kt} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot e^{-1,6 \cdot 10^{-6} \frac{1}{\text{s}} \cdot (3600 \cdot 125 \text{ s})} = 0.049 \text{ mol/l}$$

- Wie groß ist die Halbwertszeit der Reaktion?

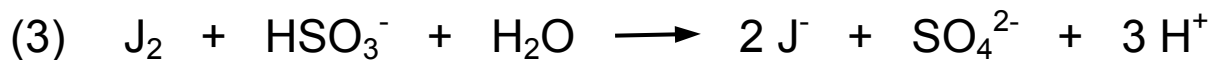
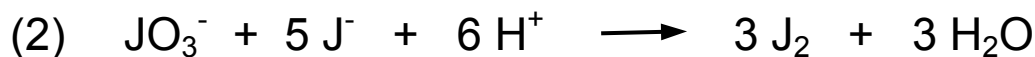
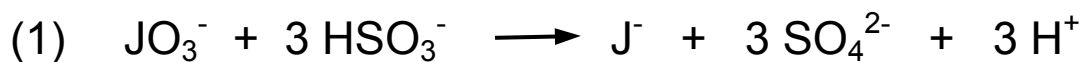
$$\frac{C_t}{C_o} = \frac{1}{2} = e^{-kt} \rightarrow t = \frac{\ln 0,5}{k}$$

$$t = \frac{\ln 0,5}{1,6 \cdot 10^{-6} \frac{1}{\text{s}}} = 120\text{h} \quad (433217\text{s})$$

Reaktionsmolekularität: Anzahl der notwendigen Stöße



Experiment: Landolt - Reaktion



2.1.3 Temperaturabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit (Arrhenius)

$$k = A e^{-E_a/RT} \quad (\text{Arrhenius-Gleichung})$$

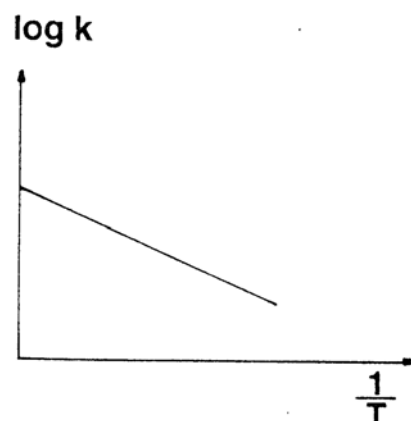
Je höher Temperatur umso schneller Reaktion.

Je größer die Aktivierungsenergie E_a , desto größer ist der Einfluss von T auf k; geringe Temperaturänderungen bewirken große Änderungen von k; Faustregel: + 10°C bewirkt Verdopplung von k (Reaktionsgeschwindigkeit).

Arrhenius-Plot
(Linearisierung)

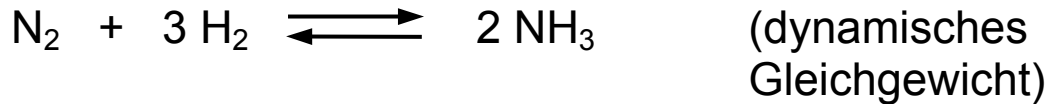
- Ermittlung von E_a

- Steigung ist $\frac{-E_a}{2,303 R}$



2.2 Chemisches Gleichgewicht und Massenwirkungsgesetz (MWG)

2.2.1 Reversible Reaktionen und chemisches Gleichgewicht



$$v_{\rightarrow} = k_{\rightarrow} [\text{N}_2] [\text{H}_2]^3 \quad \text{Konzentration in } [\text{mol l}^{-1}]$$

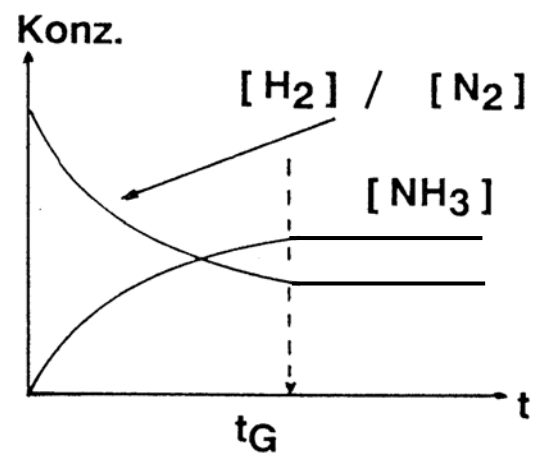
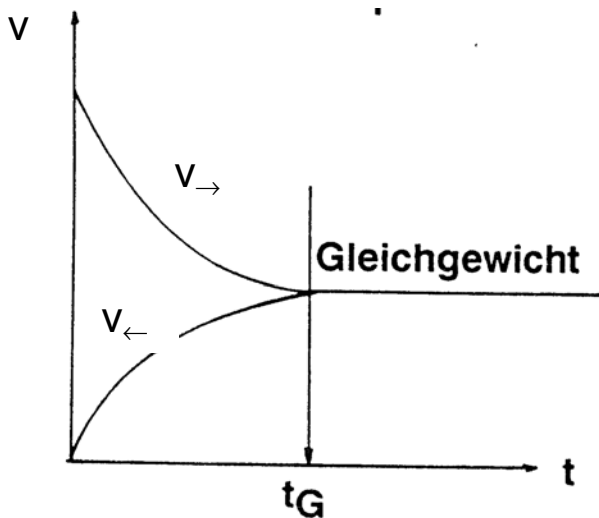
$$v_{\leftarrow} = k_{\leftarrow} [\text{NH}_3]^2$$

Chemisches Gleichgewicht, wenn

$v_{\rightarrow} = v_{\leftarrow}$ d.i. bei der Ammoniaksynthese:

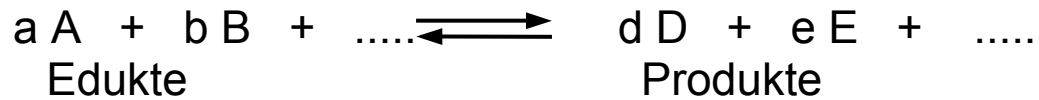
Gleichgewichtskonstante K:

$$K_{c/T} = \frac{k_{\rightarrow}}{k_{\leftarrow}} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] [\text{H}_2]^3}$$



2.2.2 Massenwirkungsgesetz (MWG)

Für eine Reaktion:

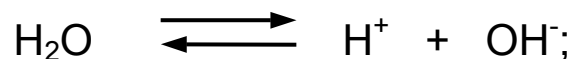


Gilt das Massenwirkungsgesetz:

$$K_{c/T} = \frac{[D]^d \cdot [E]^e}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad \text{Konzentration in mol l}^{-1}$$



$$K_{c/T} = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]} = 4,5 \cdot 10^9 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{l}; \quad \text{eindeutig rechts}$$



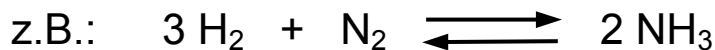
$$K_{c/T} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}; \quad \text{eindeutig links}$$

Beachte: Variable Dimension von K_c !

2.2.3 Einflüsse auf das chemische Gleichgewicht Prinzip von Le Chatelier, (Flucht vor dem Zwang)

Konzentrationseinfluss

z.B.: Erhöhung der Konzentration eines Edukts verschiebt das Gleichgewicht zu Gunsten der Produkte



Auch: Beeinflussung durch Entziehen eines Produkts

Temperaturabhängigkeit



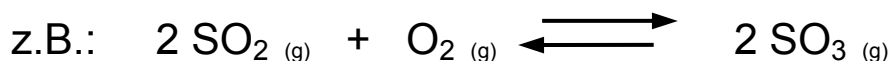
Temperaturerhöhung verschiebt nach links, bei einer endothermen Reaktion nach rechts!

$$\text{van't Hoff } \log \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^\circ_{\text{R}}}{2,303 R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

$\Delta H^\circ_{\text{R}}$ = Mittelwert der Reaktionsenthalpie im Bereich $T_1 - T_2$

Druckabhängigkeit

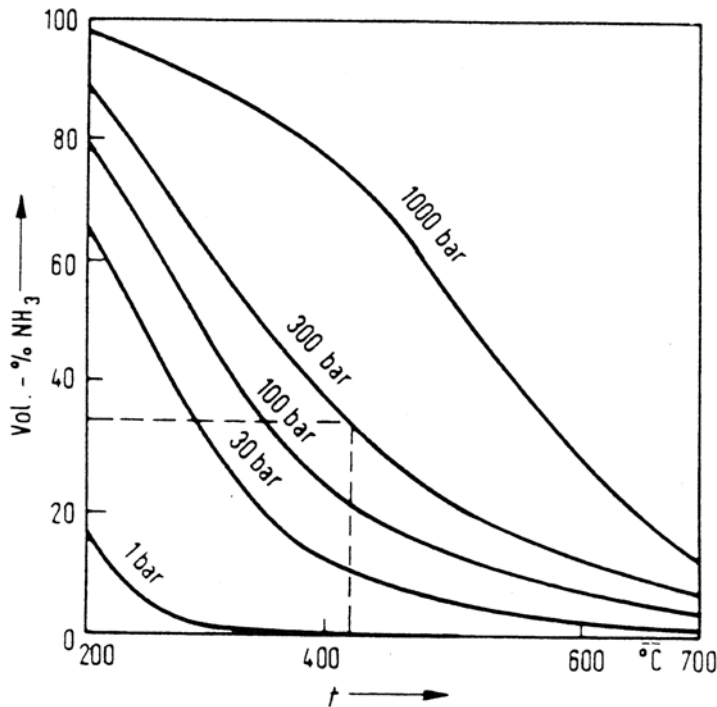
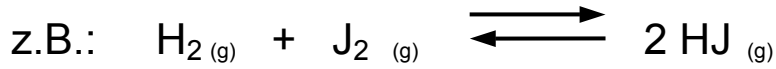
Nach dem Prinzip von Le Chatelier verschiebt Druck das Gleichgewicht nach der Seite mit dem geringeren Volumen.



Volumen groß	Volumen klein	
Molzahl: $n = 3$	$n = 2$	$\Delta n = -1$

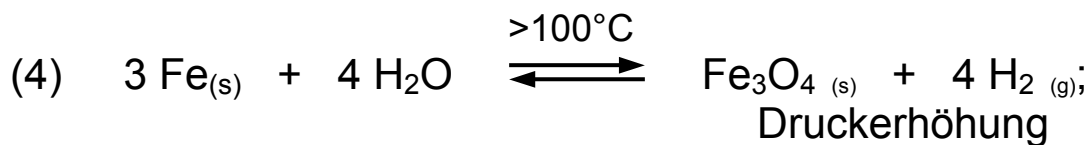
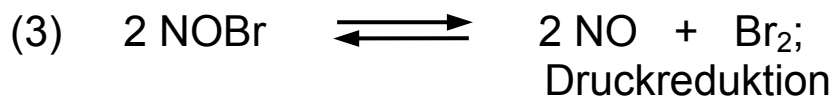
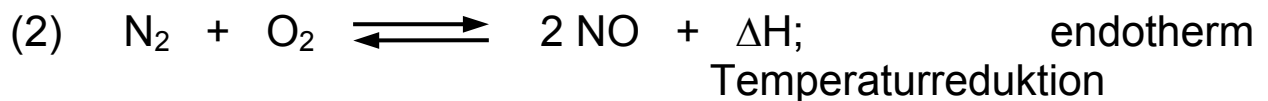
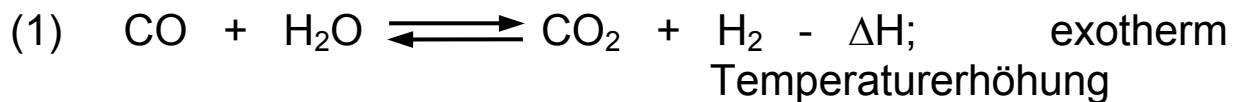
Le Chatelier-Verschiebung bei Druckerhöhung nach: rechts

Aber keine Auswirkung, wenn $\Delta n = 0$



Einfluss von p und T
auf die NH₃-Ausbeute

Beispiele für Gleichgewichtsänderungen



- 1) s = solid (fest)
g = gaseous (gasförmig)

2.3 Grundbegriffe der chemischen Thermodynamik

2.3.1 Bildungs- und Reaktionsenthalpie

Enthalpie H: Wärmehalt eines Stoffes bei konst. Druck

thermodynamische Zustandsgröße: (nicht experimentell zugänglich)

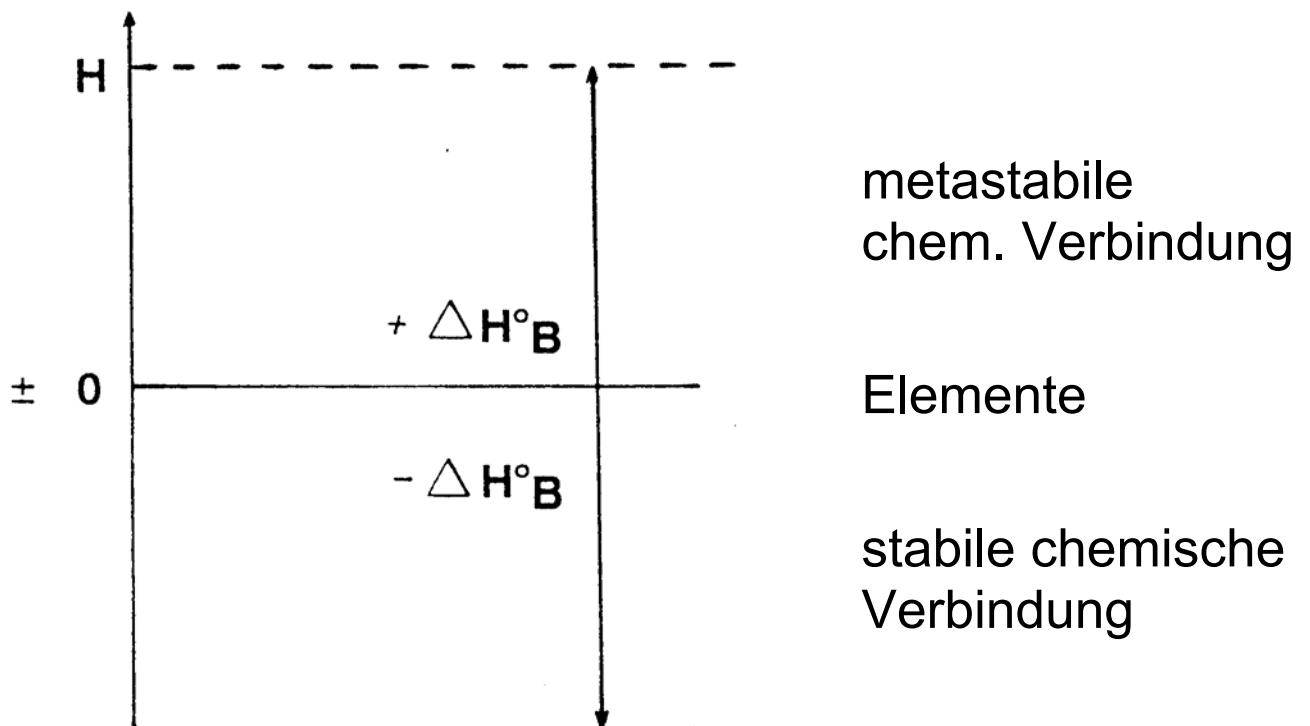
deshalb definiert man

$$H^{\circ}_{\text{Elemente}} = 0 \text{ KJ mol}^{-1}$$

Standard-/Normzustand: $T_0 = 298 \text{ K}$; $P_0 = 1013 \text{ hPa}$

$\Delta H^{\circ}_R =$ Reaktionswärme bei konstantem Druck =
Reaktionsenthalpie

Bestimmbar: $\Delta H^{\circ}_B / \Delta H^{\circ}_F$ Bildungswärme bei konst. Druck
leicht zugänglich, tabelliert



Standard-Bildungsenthalpien

ΔH°_B	(KJmol ⁻¹)		
CaO	- 635		
MgO	- 622		
Al ₂ O ₃	- 1671	aber	NO* +90
Ag ₂ O	- 27		NO ₂ * +34
SO ₂	- 297		(metastabil!)
H ₂ O g	- 241		

- ΔH°_R ist eine exotherme Reaktion
- + ΔH°_R ist eine endotherme Reaktion

$$\Delta H^\circ_R = \sum_{\text{Produkte}} \Delta H^\circ_B - \sum_{\text{Edukte}} \Delta H^\circ_B$$

Reaktionsenthalpien werden aus tabellierten ΔH°_B berechnet.

2.3.2 Entropie

"Prinzip nach Zunahme der Unordnung (Entropie, S)"
(Thermodynamische Zustandsgröße)

2. Hauptsatz: Jede spontane Änderung ist mit einer Entropiezunahme verbunden.

3. Hauptsatz: Die Entropie eines idealen festen Körpers bei 0 Kelvin ist Null, daraus S° zugänglich, angegeben in JK⁻¹ mol⁻¹; tabelliert

$$\Delta S^{\circ}_R = \sum_{\text{Produkte}} S^{\circ} - \sum_{\text{Edukte}} S^{\circ}$$

Reaktionsentropie

Standard-Entropien

S° (JK⁻¹ mol⁻¹)

Ca 28

Cu 33

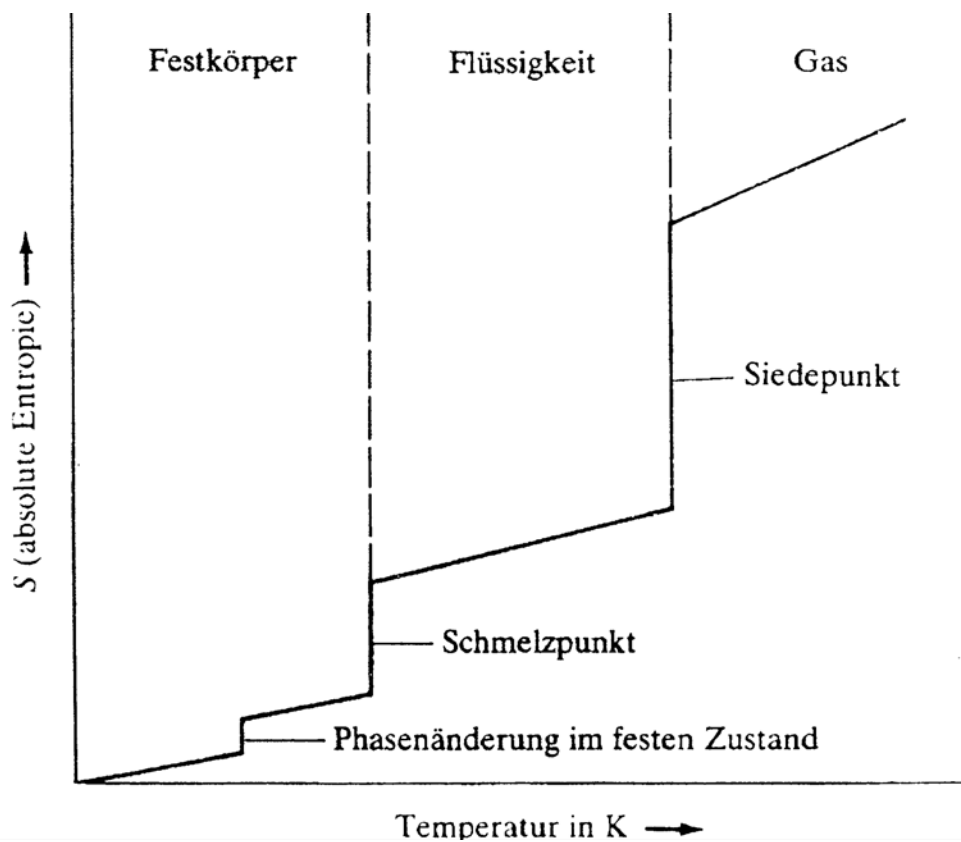
Fe 27

CO 198

CO₂ 213

H₂O fl 70!

H₂O g 189!



Temperaturabhängigkeit der Entropie einer bestimmten Substanz

2.3.3 Freie Enthalpie / Gibbs-Helmholtz-Beziehung

Die "Triebkraft" einer Reaktion, z.B. ob spontaner (freiwilliger) Ablauf, wird durch die thermodynamische Zustandsgröße der „freien Enthalpie“ (Gibbs Energy) G angegeben:

$$\Delta G^\circ_R = \Delta H^\circ_R - T \Delta S^\circ_R$$

Wichtig: Reaktionen verlaufen spontan, wenn $\Delta G^\circ_R < 0$

- ΔG°_R = exergonische Reaktion

+ ΔG°_R = endergonische Reaktion

ΔH	ΔS	ΔG	spontan
-	+	-	ja
+	-	+	nein
-	-	- } $T \downarrow$	ja
		+ } $T \uparrow$	nein
+	+	+ } $T \downarrow$	nein
		- } $T \uparrow$	ja

Ist eine Reaktion „endotherm“ ($\Delta H > 0$) kann sie eventuell aufgrund des temperaturabhängigen Entropieterms ablaufen.

2.3.4 Freie Reaktionsenthalpie und Gleichgewichtskonstante K

$$\Delta G^\circ_R = - R T \ln K$$

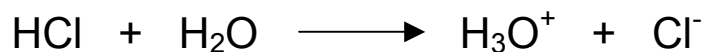
wenn: $\Delta G^\circ_R \ll 0$, dann $K \gg 1$ (Gleichgewicht liegt auf der Produktseite)

$\Delta G^\circ_R \gg 0$, dann $K \ll 1$ (Gleichgewicht liegt auf der Eduktseite)

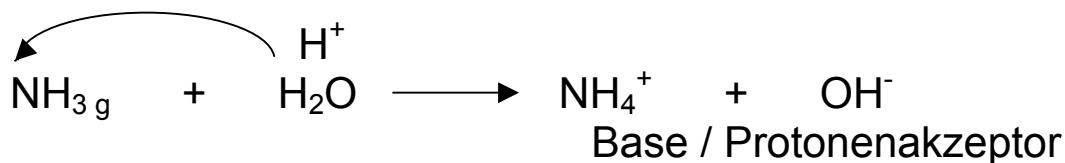
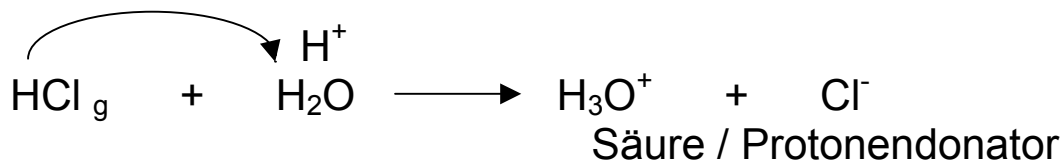
3 Elektrochemische Vorgänge

3.1 Die elektrolytische Dissoziation

Elektrolyt \longrightarrow Ionen Kationen und Anionen



$$\text{Dissoziationskonstante } K_{\text{Diss}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}]}$$



Säure-Definition nach **Brönstedt**

Elektrolytische Dissoziation des Wassers / pH

$$K_{\text{Diss.25}^\circ\text{C}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \quad \text{Mit: } [\text{H}_2\text{O}] = 55,5 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2} \qquad \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$$

$$\text{da: } [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] \quad \text{gilt: } [\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Ionenprodukt des Wassers

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

pH von Wasser = 7

$$c(\text{H}^+) = 10^0$$

sauer

$$10^{-14}$$

basisch

0

7

14

neutral

pH-Skala

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad (\text{Ionenprodukt})$$

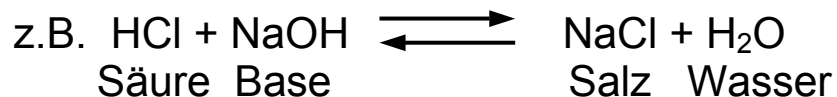
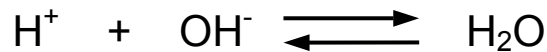
Säuren und Basen nach Brönstedt:

Protonendonatoren
bzw. -akzeptoren

Säuren und Basen nach Lewis:

Elektronenakzeptoren
bzw. -donatoren

Neutralisation:

Salpetersäure HNO_3

/ - nitrate,

 NO_3^- Schwefelsäure H_2SO_4

/ - sulfate,

 SO_4^{2-} Phosphorsäure H_3PO_4

/ - phosphate,

 PO_4^{3-} Perchlorsäure HClO_4

/ - perchlorate,

 ClO_4^- Chlorwasserstoffsäure HCl

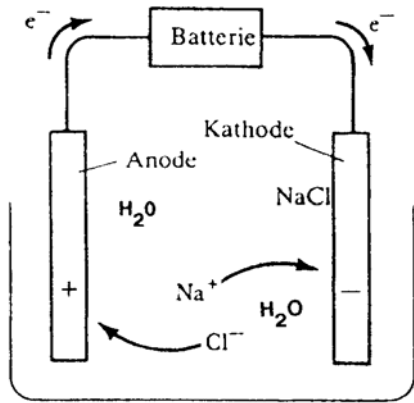
/ - chloride,

 Cl^- Natriumhydroxid NaOH

- hydroxide,

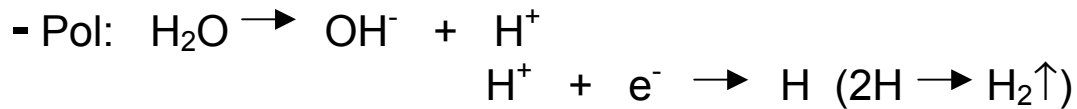
 OH^- Calciumhydroxid $\text{Ca}(\text{OH})_2$

3.1.2 Elektrolyse

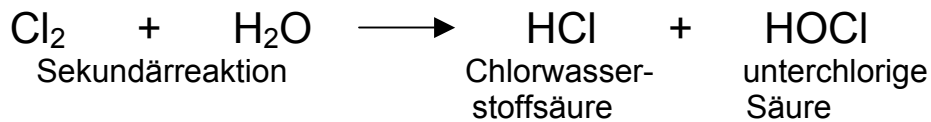


z.B.: Wässrige NaCl-Lösung

Gleichstrom zersetzt den
Elektrolyten = Elektrolyse



$\text{Na}^+ + \text{OH}^-$ alkalisch



Wichtig (Galvanik!): Faraday's Gesetz

$$1\text{F} = 96486 \text{ C (As)}$$

3.2 Redoxvorgänge und elektrochemische Spannungsreihe

3.2.1 Redoxvorgänge

Oxidation = Elektronenabgabe
Reduktion = Elektronenaufnahme

Ein Oxidationsmittel nimmt Elektronen auf und wird reduziert
und

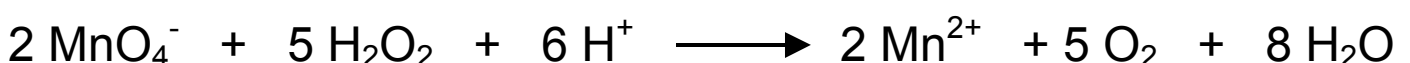
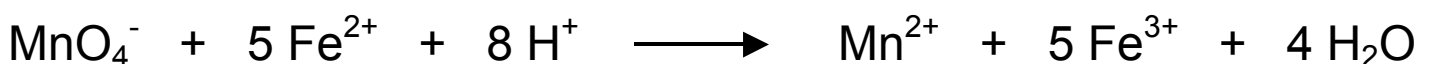
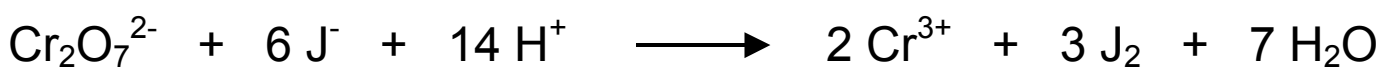
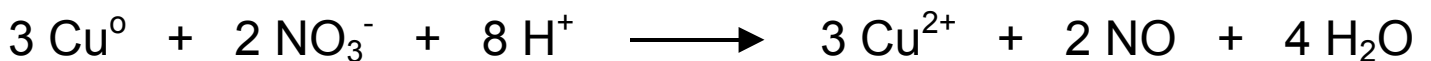
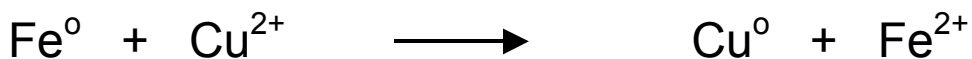
ein Reduktionsmittel gibt Elektronen ab und wird oxidiert.

Oxidationsstufen:

Atome und Elemente = 0
Sauerstoff, meist als O^{2-} = -II

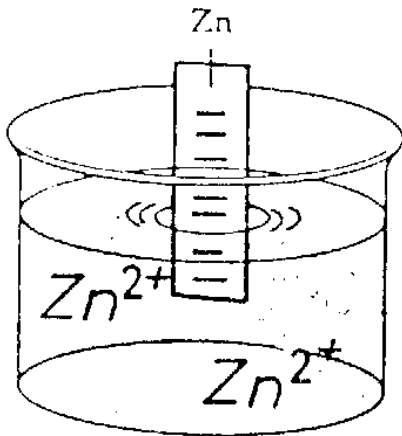
Beispiele: Cu^{2+} , S^{2-} , Cl^- , Al^{3+} , NO_3^- , MnO_4^- , $Cr_2O_7^{2-}$

Beispielreaktionen:



3.2.2 Elektrochemische Spannungsreihe

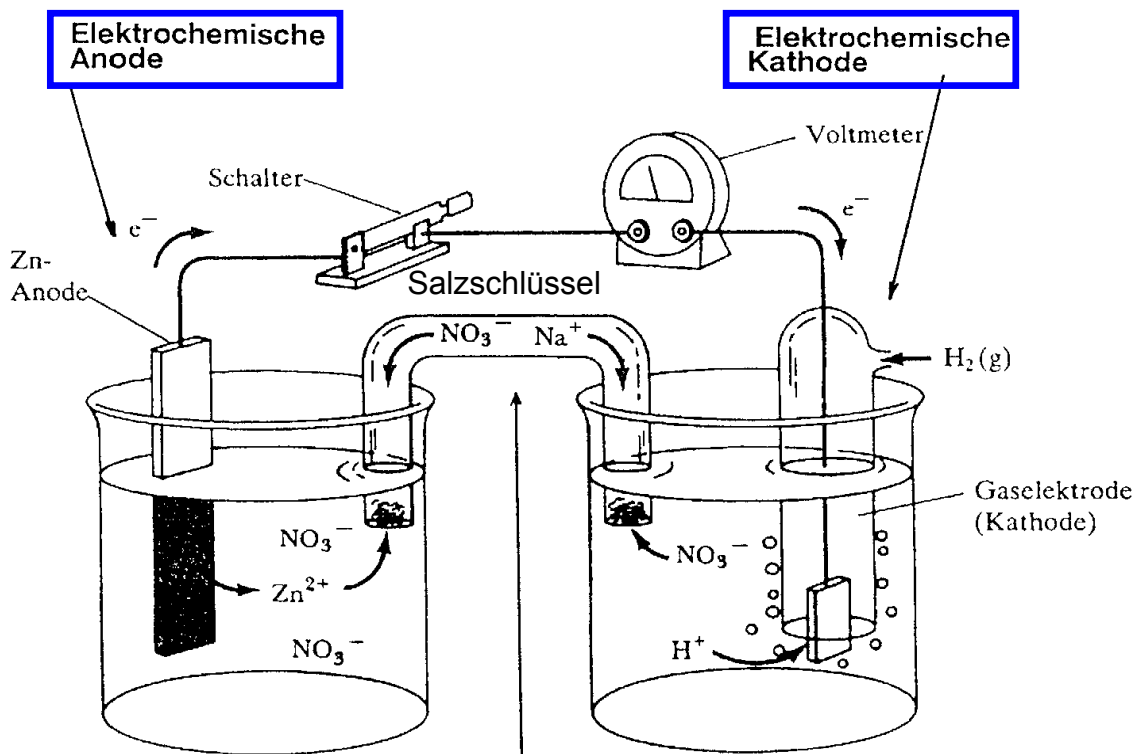
(Galvanisches) Halbelement; -zelle



Nernst: „Lösungsdruck“ der Metalle ist verschieden

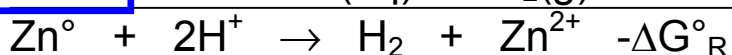
Standardbedingung: $[Zn^{2+}] = 1 \text{ M}$; 298 KZur Messung benötigt man eine Referenzzelle: Wasserstoff-Normalelektrode:Normalpotential: $E^\circ_{H_2/2H^+} = \pm 0,00 \text{ V}$

Durch Kombination der H_2 -Zelle mit einer Metall-Halbzelle kann der Lösungsdruck als E° (V) bezogen auf $H_2/2H^+$ gemessen werden.

Beispiel: Zn / Zn^{2+} : $E^\circ = -0,76 \text{ V}$ 

- Pol: $Zn^\circ(f) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$ (Ox.)

+ Pol: $2e^- + 2H^+(aq) \rightarrow H_2(g)$ (Red.)



Elektrochemische Spannungsreihe: (Redoxreihe)

	reduzierte Form		oxidierte Form		Normalpotential E_0 Volt	
	Li	\rightleftharpoons	Li ⁺	+	e ⁻	- 3,03
	K	\rightleftharpoons	K ⁺	+	e ⁻	- 2,92
	Ca	\rightleftharpoons	Ca ⁺⁺	+	2e ⁻	- 2,76
	Na	\rightleftharpoons	Na ⁺	+	e ⁻	- 2,71
	Mg	\rightleftharpoons	Mg ⁺⁺	+	2e ⁻	- 2,40
	Al	\rightleftharpoons	Al ⁺⁺⁺	+	3e ⁻	- 1,69
	Zn	\rightleftharpoons	Zn ⁺⁺	+	2e ⁻	- 0,76
	Fe	\rightleftharpoons	Fe ⁺⁺	+	2e ⁻	- 0,44
	Pb	\rightleftharpoons	Pb ⁺⁺	+	2e ⁻	- 0,13
	H ₂	\rightleftharpoons	2H ⁺	+	2e ⁻	- 0,00
	Cu	\rightleftharpoons	Cu ⁺⁺	+	2e ⁻	+ 0,35
	4 OH ⁻	\rightleftharpoons	O ₂	+	2 H ₂ O + 4 e ⁻	+ 0,40
	2 J ⁻	\rightleftharpoons	J ₂	+	2e ⁻	+ 0,58
	Ag	\rightleftharpoons	Ag ⁺	+	e ⁻	+ 0,81
	Hg	\rightleftharpoons	Hg ⁺⁺	+	2e ⁻	+ 0,86
	2 H ₂ O + NO	\rightleftharpoons	NO ₃ ⁻	+	4H ⁺ + 3e ⁻	+ 0,95
	2 Br ⁻	\rightleftharpoons	Br ₂	+	2e ⁻	+ 1,07
	2 Cl ⁻	\rightleftharpoons	Cl ₂	+	2e ⁻	+ 1,36
	Au	\rightleftharpoons	Au ⁺⁺⁺	+	3e ⁻	+ 1,38
	4 H ₂ O + Mn ⁺⁺	\rightleftharpoons	MnO ₄ ⁻	+	8 H ⁺ + 5e ⁻	+ 1,50
	Pt	\rightleftharpoons	Pt ⁺⁺	+	2e ⁻	+ 1,60
	H ₂ O + O ₂	\rightleftharpoons	O ₃	+	2 H ⁺ + 2e ⁻	+ 1,90
	2F ⁻	\rightleftharpoons	F ₂	+	2e ⁻	+ 2,85

unedel ↑

oxidierende Wirkung nimmt zu ↓

edele ↓

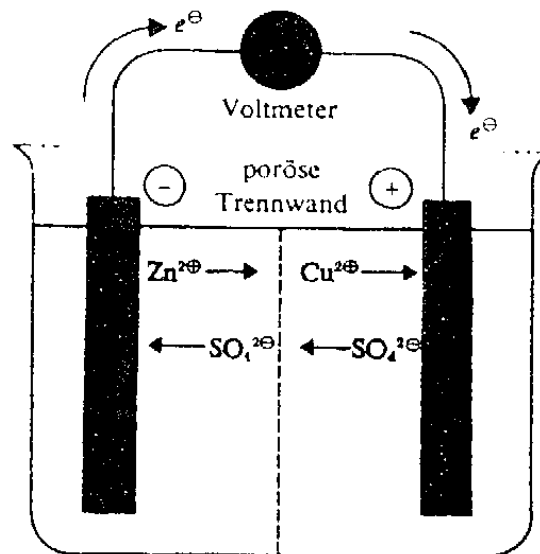
reduzierende Wirkung nimmt zu ↑

Aus der Spannungsreihe können die Potentiale von Halbzellen-Kombinationen entnommen werden (diese sind nach Nernst konzentrationsabhängig).

3.3 Elektrochemische Stromerzeugung

3.3.1 Grundlagen

Daniell-Element:



Anodenreaktion: (-)Pol: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

Kathodenreaktion: (+)Pol: $2\text{e}^- + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^\circ$



Spontane Zellreaktion

Nur spontan verlaufende Reaktionen sind zur Stromgewinnung geeignet

$$[\text{Zn}^{2+}] / [\text{Cu}^{2+}] = 1 \text{ M}; \quad 298 \text{ K}$$

Normalelement

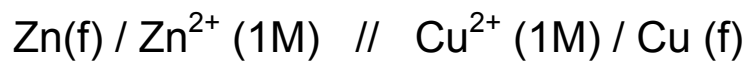
Primärzelle: Aufladung möglich, aber nicht vorgesehen.

3.3.1.1 Elektromotorische Kraft (EMK) / Zellspannung

Daniell als Normalelement

Regel: Anode // Kathode

$$E = E_{\text{rechts}} - E_{\text{links}}$$



$$E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{Cu/Cu}^{2+}} - E^{\circ}_{\text{Zn/Zn}^{2+}} = 0,35 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,11 \text{ Volt}$$

DANIELL

Nutzbare elektrische Energie

$$\Delta G^{\circ}_{\text{R}} = -n F E$$

$$(F = 96486 \text{ C mol}^{-1})$$

z.B.:

$$\Delta G^{\circ}_{\text{R}} = 2 \times 96486 \text{ As mol}^{-1} \cdot 1,11 \text{ V} = -212 \text{ KJmol}^{-1}$$

3.3.1.2 Konzentrationsabhängigkeit der Zellpotentiale

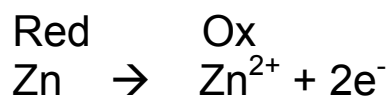
$$E = E^\circ - \frac{R}{n} \frac{T}{F} \ln K \quad (\text{exakter: Reaktionsquotient } Q \text{ statt } K)$$

Vereinfacht:
$$E = E^\circ - \frac{0,059}{n} \log K$$

(Nernst'sche Gleichung)

Beispiel:

$$E^\circ_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}} = -0,76\text{V}$$



$$E = E_o + \frac{0,059}{2} \log [\text{Zn}^{2+}]$$

$$\begin{array}{l} \text{z.B. } 2 \text{ mol/l Zn}^{2+} \rightarrow E = -0,757 \\ \quad \quad 0,01 \text{ mol/l Zn}^{2+} \quad E = -0,879 \end{array}$$

3.3.2 Primäre elektrochemische Systeme - Überblick

L_G (Ahkg ⁻¹)	Ladungsinhalt	E_G (Whkg ⁻¹)	Energieinhalt
L_V (Ahl ⁻¹)	Ladungsdichte	E_V (Whl ⁻¹)	Energiedichte

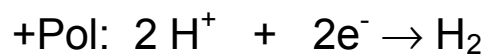
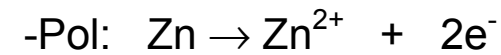
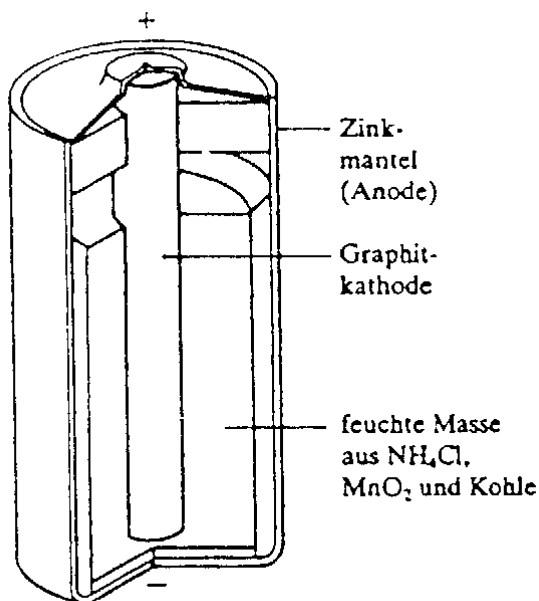
Typische Anoden-

Pb, Zn, Fe, Mg, Na, Li

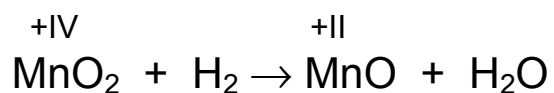
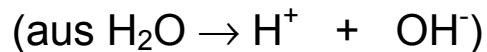
Kathoden-Materialien:

+IV +IV +I +II
 Pb, Mn, Ag, Hg, (O₂)
 Oxide und Salze

Alkali – Mangan / Zink (Leclanch'e Element)



Polarisation



Depolarisation

$$E^\circ = 1,5 \text{ Volt}$$

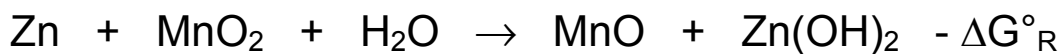
NH₄Cl Lösung in Wasser

(= saurer Elektrolyt)

Heutiges System als Knopfzelle

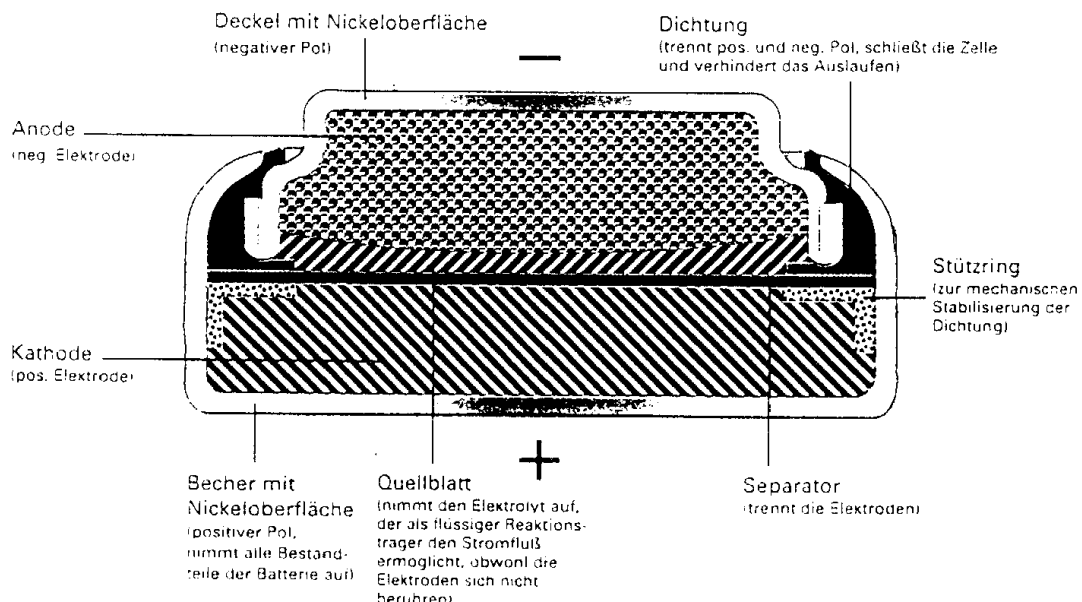
System	Alkali – Mangan/Zink MnO ₂ / Zn
Kathode	Braunstein
Anode	Zinkpulver
Elektrolyt	Kalilauge
Nennspannung V	1,5
Betriebsspannung V	1,1 – 1,3
Spez. Energiedichte mWh / ml	300 – 350
Belastbarkeit	hoch
Selbstentladung (20°C)	ca. 3 % / Jahr
Umweltbelastung	gering, ca. 0,3 % Quecksilberanteil
Typ. Anwendung	Taschenrechner, Foto, Kleinsttaschenlampen, Fernsteuerung

Vereinfachte spontane Zellreaktion



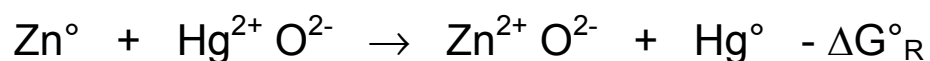
Aufbau der Primär-Knopfzelle

Schematischer Aufbau einer Silberoxid/Zink-, Alkali Mangan/Zink-, und Quecksilberoxid/Zink-Zelle:



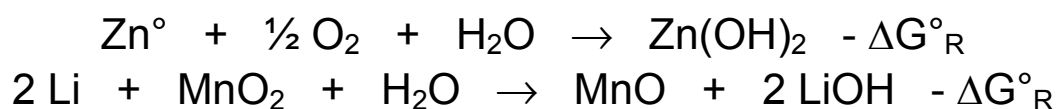
System	Quecksilberoxid / Zink HgO / Zn	Silberoxid / Zink Ag₂O / Zn
Kathode	Quecksilberoxid	Silberoxid
Anode	Zinkpulver	Zinkpulver
Elektrolyt	Kali- oder Natron- lauge	Kali- oder Natron- lauge
Nennspannung V	1,35	1,55
Betriebsspannung V	1,2 – 1,3	1,4 – 1,5
Spez. Energiedichte mWh / ml	500 - 800	450 - 700
Belastbarkeit	hoch	hoch (KOH), mittel (NaOH)
Selbstentladung (20°C)	ca. 2 % / Jahr	ca. 5 % / Jahr
Umweltbelastung	hoch, da bis zu 30 % Quecksilberan- teil	gering, ca. 0,3 % Quecksilberanteil
Typ. Anwendung	Hörgeräte, Foto, Messgeräte, med. Geräte	Uhren, Foto, Taschenrechner

Vereinfachte spontane Zellreaktionen:



System	Zink / Luft Zn / O₂	Lithium / Mangan- dioxid Li / MnO₂
Kathode	Sauerstoff der Luft (Katal.)	Braunstein
Anode	Zinkpulver	Lithium
Elektrolyt	Kalilauge	organischer Elektrolyt aprotisch: LiClO ₄ in Propylencarbonat + 1,2-Dimethoxyethan
Nennspannung V	1,4	3,0
Betriebsspannung V	1,1 – 1,3	2,5 – 2,8
Spez. Energiedichte: mWh / ml	650 - 1350	400 – 800
Belastbarkeit	hoch	niedrig
Selbstentladung (20°C)	nicht aktiviert: ca. 3 % / Jahr extrem hoch nach Aktivie- rung; offenes System – daher Austrock- nung	extrem Niedrig < 1 % / Jahr
Umweltbelastung	ca. 0,9 % Queck- silberanteil	umweltverträglich
Typ. Anwendung	Hörgeräte, Personenrufgeräte	elektron. Datenspei- cher, Taschenrechner, Armbanduhren, Film + Foto

Vereinfachte spontane Zellreaktionen:



3.3.3 Sekundäre elektrochemische Systeme - Überblick -

Sekundärzellen – Sammler - Akkumulatoren

Konventionelle Systeme:

Pb / PbO ₂	Bleiakkumulator
Fe / NiO (OH)	Stahlakkumulator (Edison)
Cd / NiO (OH)	Stahlakkumulator (Jungner)
Zn / Ag ₂ O	Silber-Zink-Akkumulator
Nickel-Hydrid-Akkumulator	

Unkonventionelle Systeme:

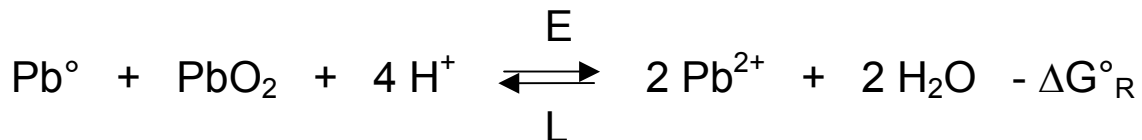
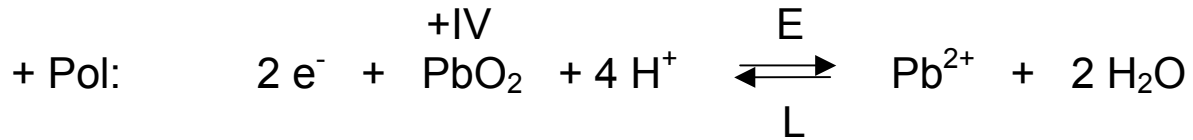
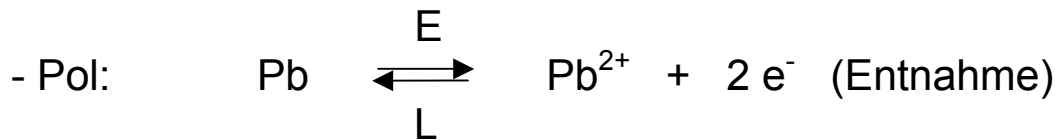
Lithium / Chlor – Zellen
Natrium / Schwefel – Zellen
Zink / Luft – Zellen

Bleiakkumulator

Elektroden: Pb⁰; PbO₂ Elektrolyt: H₂SO₄ (38 %ig)

Anode/Kathode

E = 2,0 Volt (Wichtig als Starterbatterie)

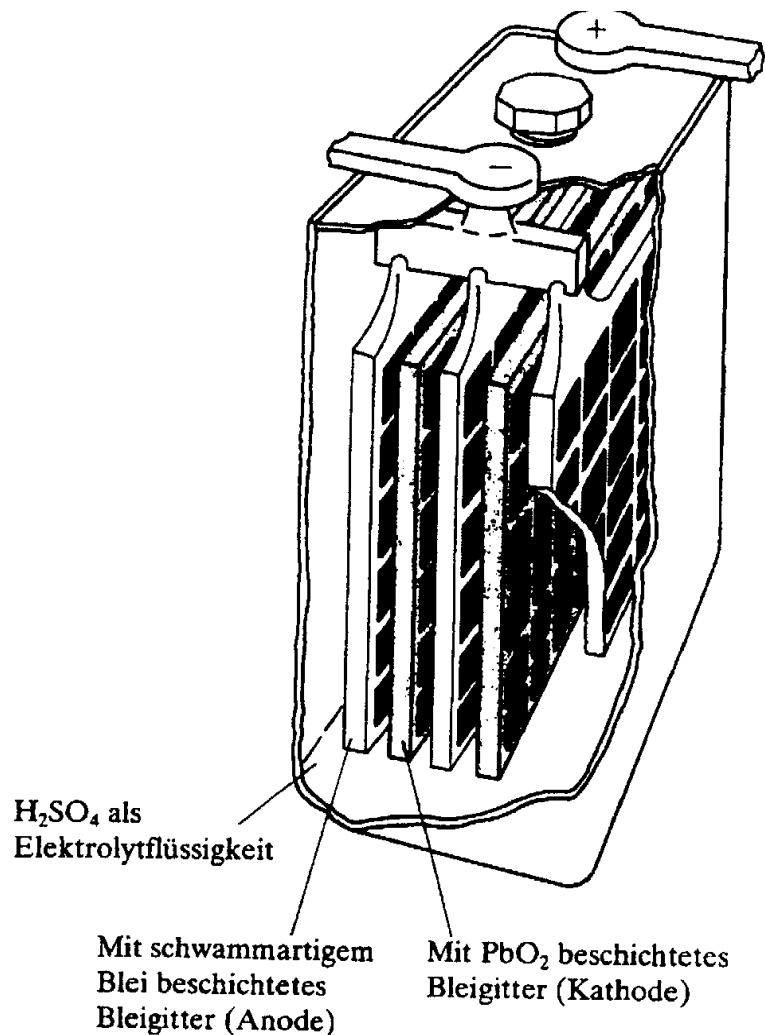


Bleiakkumulator

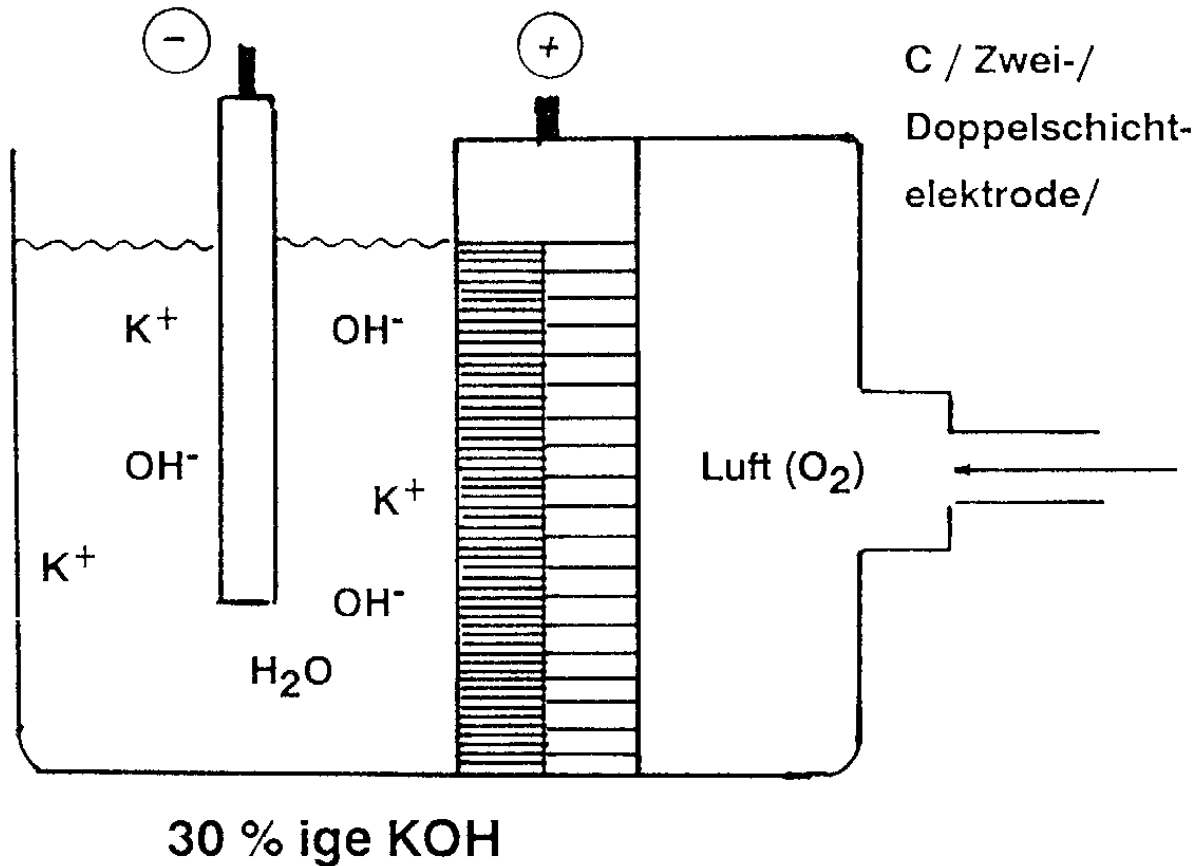
Bei Entladung wird H_2SO_4 verbraucht, die Dichte nimmt ab.

Beim Laden sollte eigentlich H_2 -Abscheidung stattfinden. Die Überspannung an Pb wird aufgehoben durch Schwermetallspuren, deshalb

reine Akkusäure und reines Wasser verwenden, sonst Knall-Gas-Bildung.



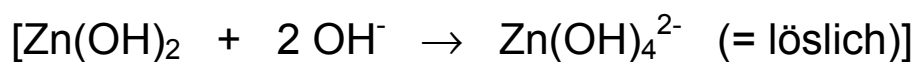
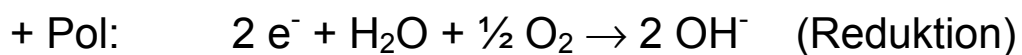
Zink / Luft-Zelle als Beispiel einer
Metall / Luftzelle (Hybridzelle)



Anodische Reaktion:

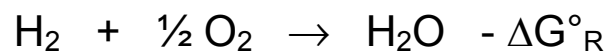
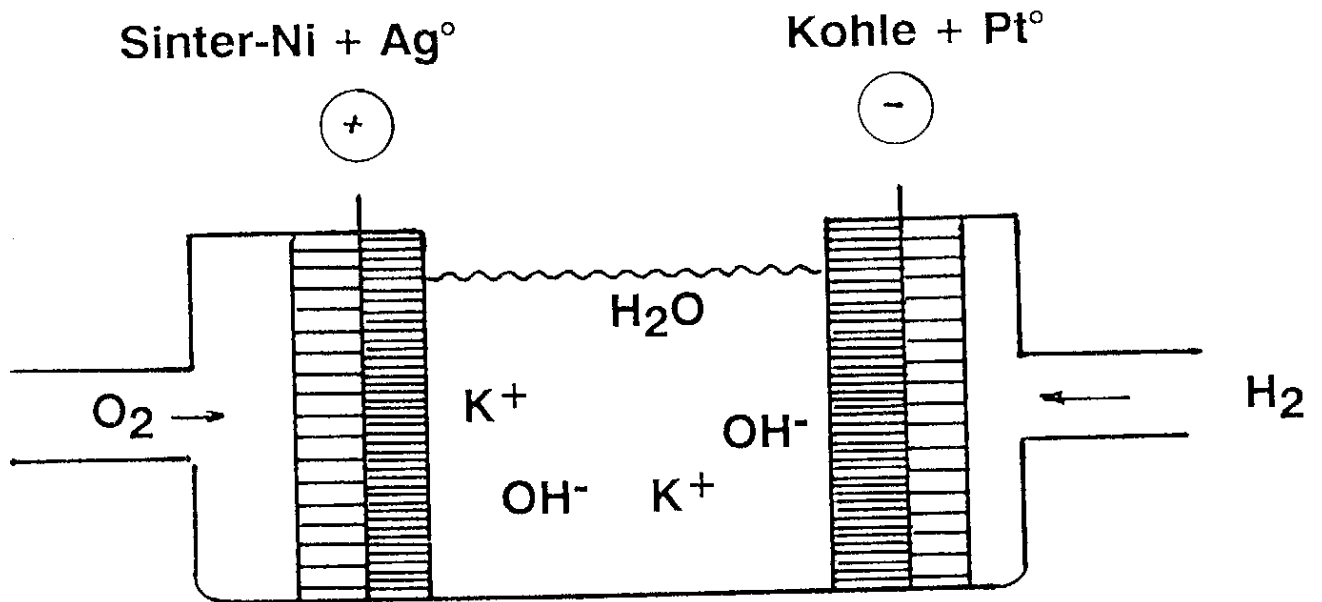


Kathodische Reaktion:



3.3.4 Brennstoffzellen

Knallgaszelle nach BACON



Anodische Reaktion: - Pol: $\text{H}_2 \rightarrow 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$

Kathodische Reaktion: + Pol: $2 \text{e}^- + \frac{1}{2} \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{OH}^-$

$$E = 1,1 - 1,3 \text{ Volt}$$

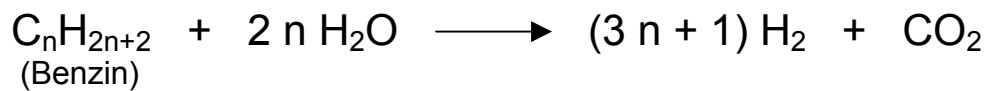
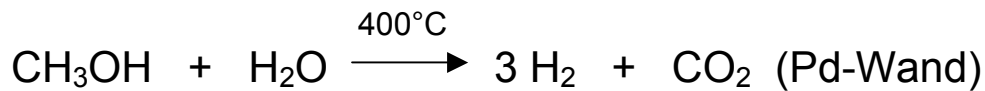
Arbeitstemperatur: $> 140^\circ\text{C}$

Problem: Entfernung des Reaktionswassers

Vorgeschalteter H_2 -Generator (interne Brennstoffkonvertierung)

Alternative Brennstoffe für Brennstoffzellen

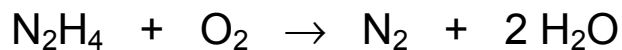
Erfolg der Brennstoffzellen im zivilen Sektor hängt von betriebssicheren, leichten Reformern ab:



schwieriger:

1. Stufe Reformieren bei 800°C
2. Stufe Konvertierung des CO bei 270°C und
3. Stufe Rest CO durch Methanisierung 190°C

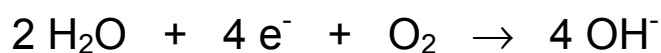
In der Praxis bewährt hat sich die Hydrazin-Zelle, sie verhält sich wie eine H₂-Elektrode ist aber "out" (cancerogen)



- Pol: anodisch (platiniertes Nickelnetz mit Raney-Silber)



+ Pol: kathodisch (platiniertes Nickelnetz)

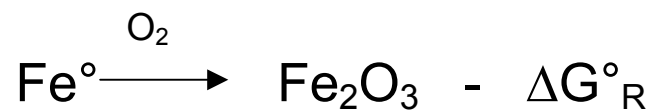


3.4 Vorgänge bei der elektrochemischen Korrosion

3.4.1 Die elektrochemische Korrosion

3.4.1.1 Ursachen und Voraussetzungen

Die thermodynamische Instabilität der Metalle ist Ursache der Korrosion:



(Für die Praxis ist wichtig: wie schnell ist die Korrosion!)

Voraussetzungen:

1. Elektrolyt (> 40 % Luftfeuchte)
2. Oxidationsmittel (O_2 ; H^+ bei $\text{pH} < 7$)
3. Elektrische Potentialdifferenzen

K-Anode = Bereich der Metallauflösung "Oxidation"

K-Kathode = "Reduktion des Oxidationsmittels" (O_2 bzw. H^+)

Ladungsträger werden transportiert:

Im Metall: Elektronen

Im Elektrolyten: Ionen

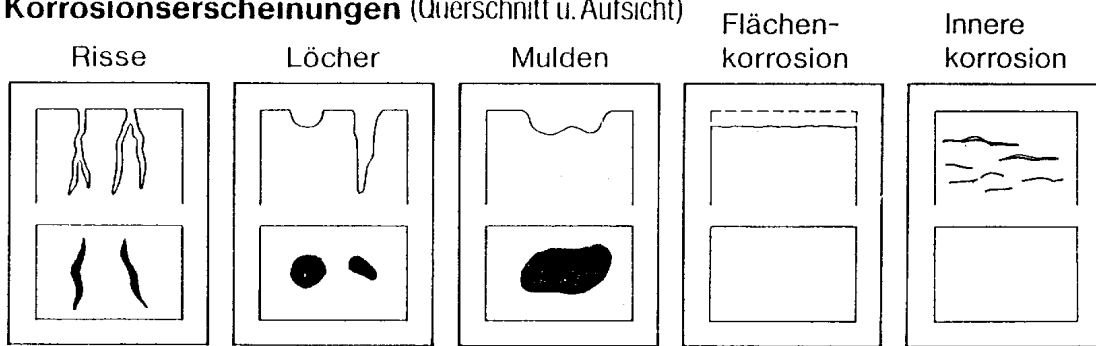
Korrosion

Korrosion = Reaktion eines Werkstoffes mit seiner Umgebung, die zu Veränderungen der Eigenschaften führt

Korrosionsschäden = Beeinträchtigungen des Werkstoffes und der Umgebung



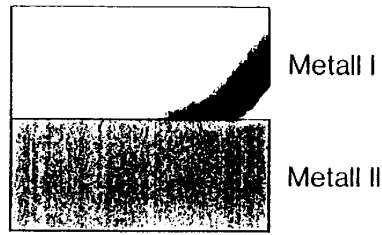
Korrosionserscheinungen (Querschnitt u. Aufsicht)



3.4.1.2 Ursachen von Potentialdifferenzen

- Verschiedene Metalle (Spannungsreihe! unedles Metall = K-Anode)
- Metall und Metalloxid (-phosphat) (Oxid bzw. Phosphat immer = K-Kathode)
- Unterschiede in der Konzentration des Oxidationsmittels (niedrige Konzentrationen = K-Anode)
- Störungen im Kristallaufbau (innere Spannungen = K-Anode)

Mögliche Ursachen der Korrosion: metallseitig



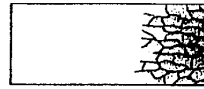
Kontakt unterschiedlicher Metalle



Risse in Oxidschichten

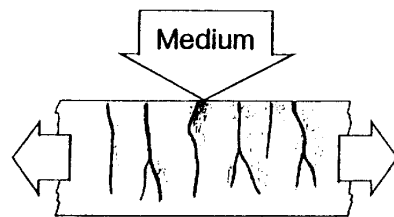


Einschlüsse, Phasen

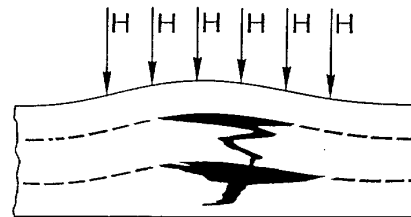


Cr-Verarmung in CrNi-Stählen

Inhomogenitäten



statische und dynamische Zugbeanspruchung



Absorption von Wasserstoff

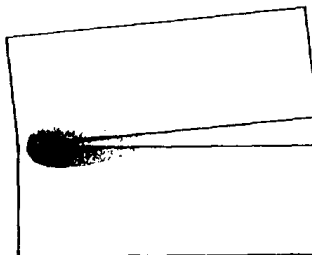
Mögliche Ursachen der Korrosion: mediumseitig

Konzentrationsunterschiede

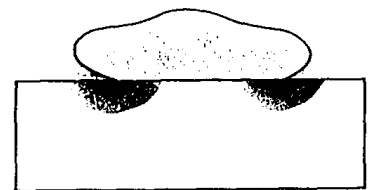
in Löchern



in Spalten



unter Ablagerungen



$C_1 > C_2$

Phasenunterschiede



Kondensatbildung



zweiphasige Flüssigkeit

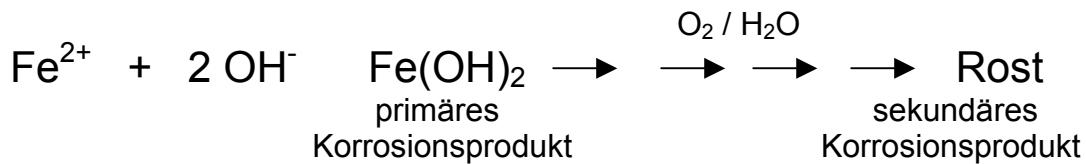
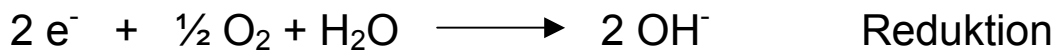
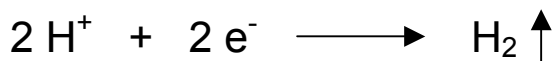
Öl

H₂O

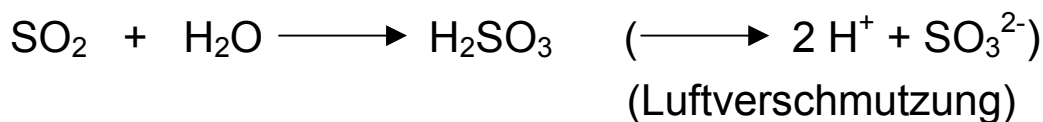
unterschiedliche Strömungsgeschwindigkeit



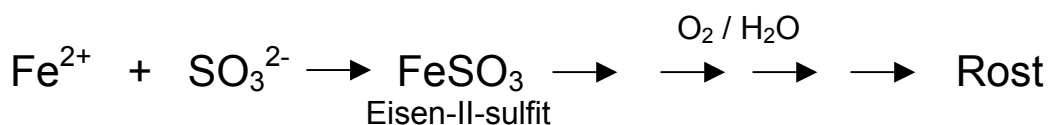
3.4.1.3. Das Lokal (-isierte galvanische) – Element

Sauerstoff-Korrosion ($\text{pH} \geq 7$)K-Anode - Pol:K-Kathode + Pol:Wasserstoff-Korrosion ($\text{pH} < 7$)K-Kathode + Pol:

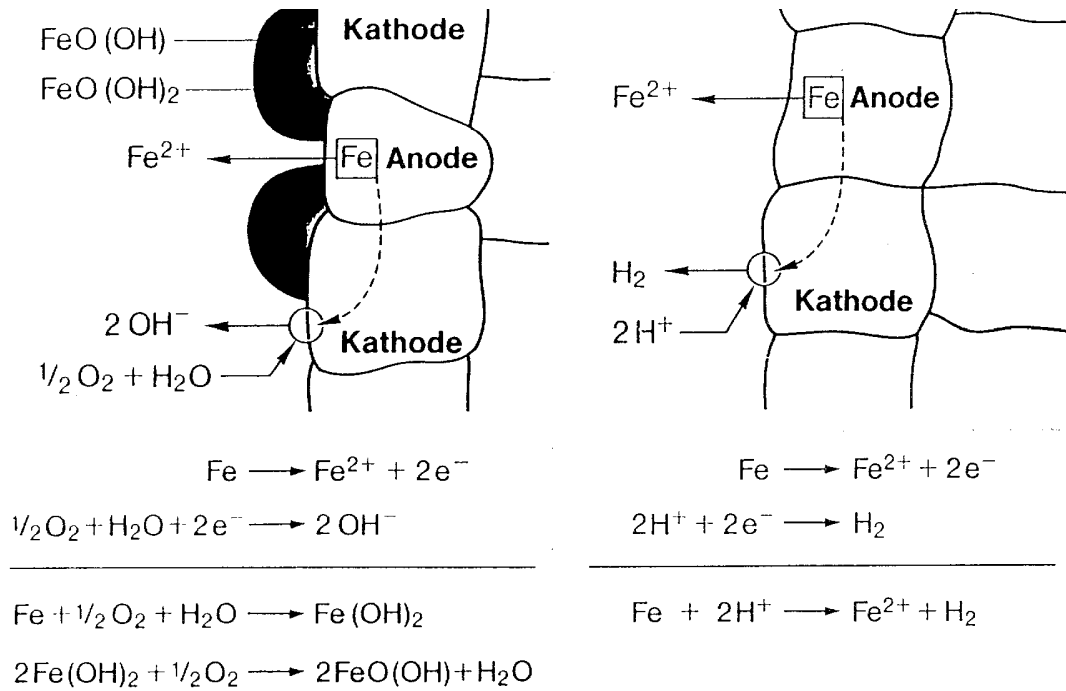
H-Quelle z.B.:



dann:

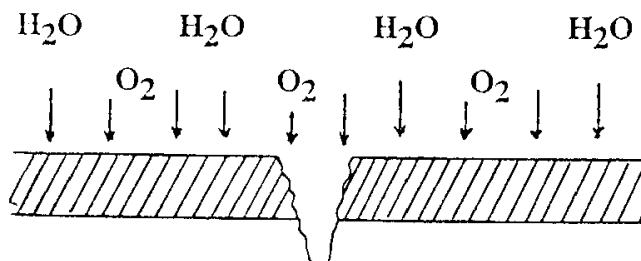


Prinzip der Sauerstoff- und Säurekorrosion



3.4.1.3 Erscheinungsformen – Lochfraß / Spaltkorrosion

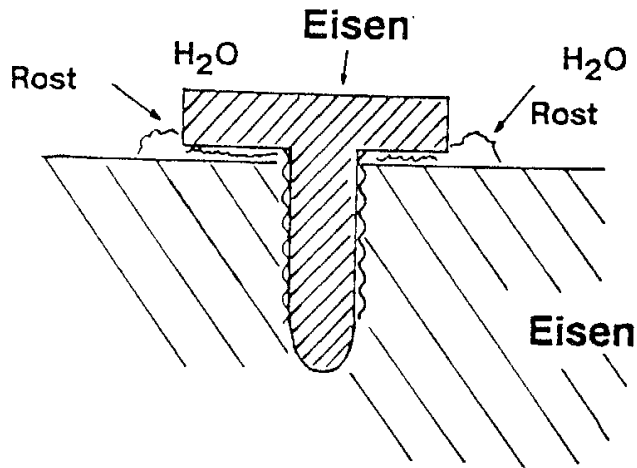
Lochfraß



Oxid (K-Kathode)
 oder Phosphat
 Metall (K-Anode)

Große Kathode, kleine Anode,
 d.h. in die Tiefe gehende Korrosion

Spaltkorrosion



$[O_2] = \text{gro\ss}$
K-Kathode

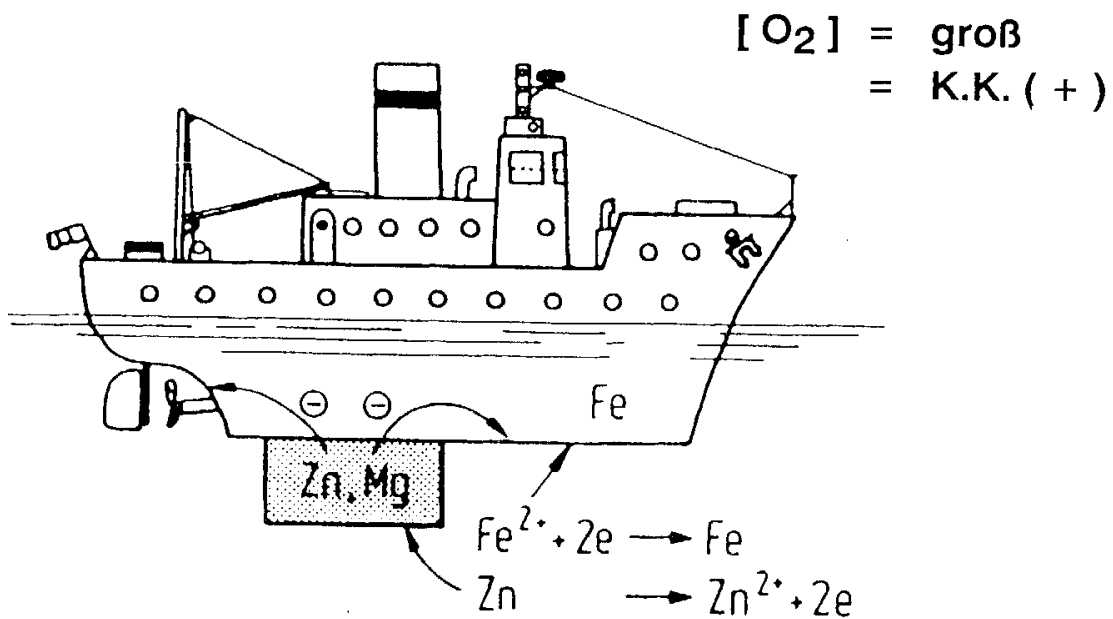
K-Anode in den
Spalten

$[O_2] = \text{klein}$

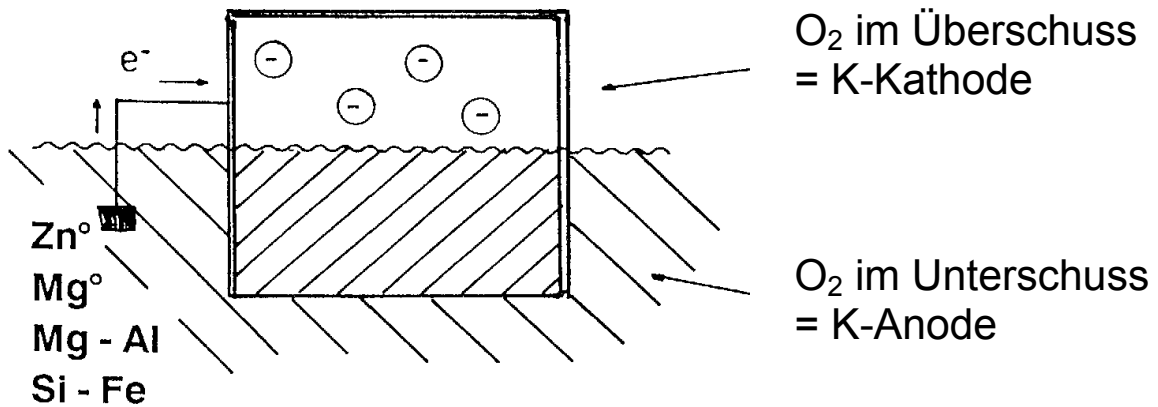
3.4.2 Kathodischer Korrosionsschutz (KKS)

Grundlage: Der zu schützende Gegenstand wird zu Kathode

Methode: Opferanode:



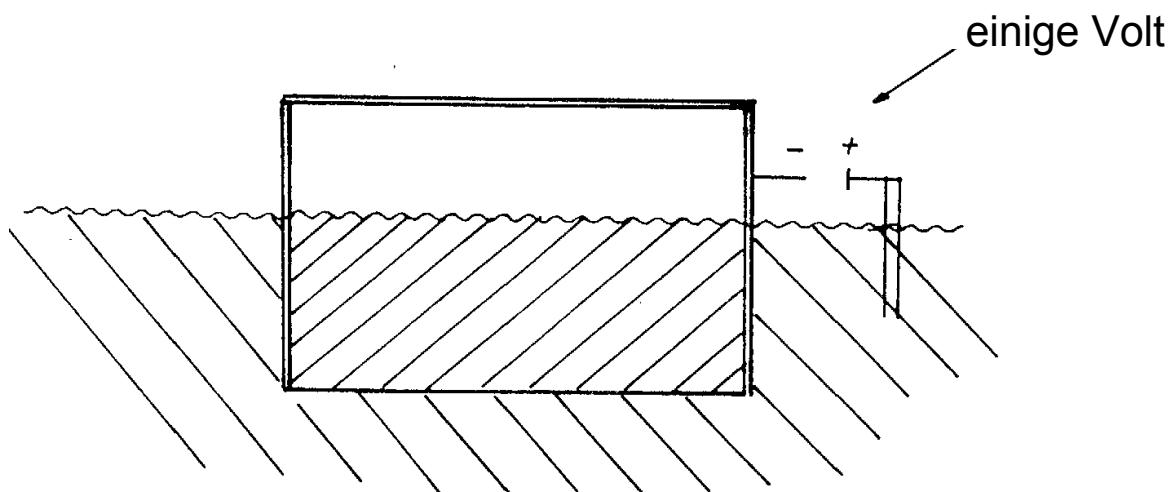
Schiffskorrosion und kathodischer Korrosionsschutz



oder Erde pH < 7 feucht

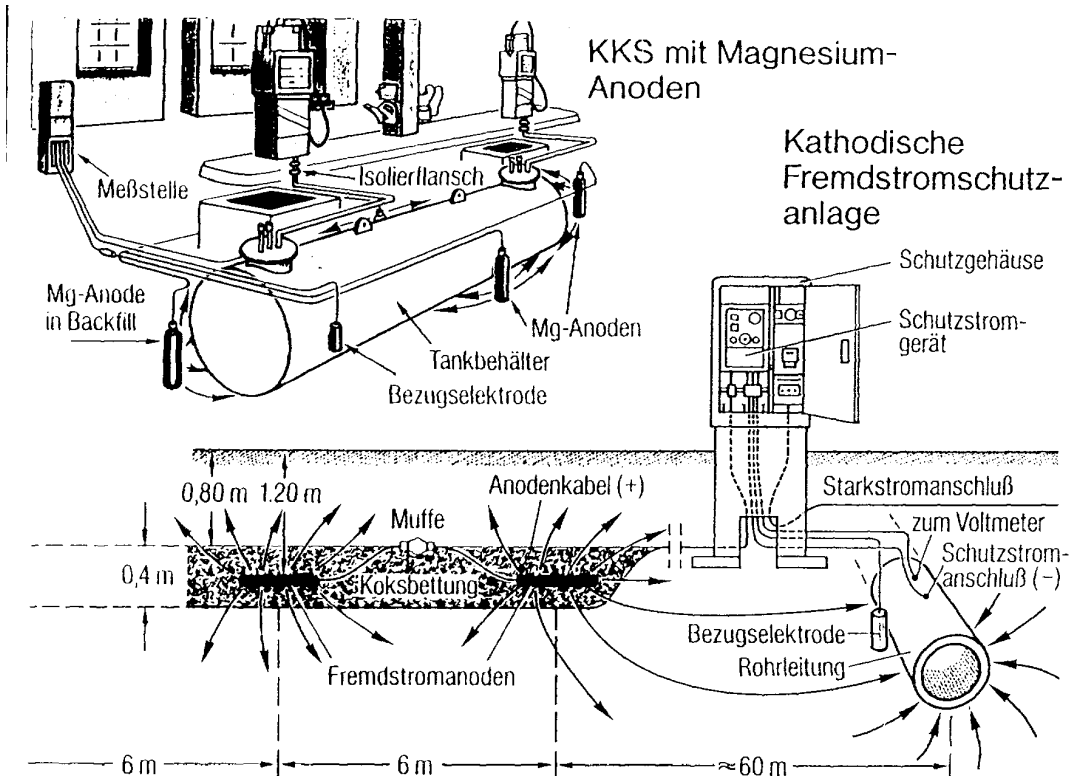


Methode: Fremd-(Schutz-)strom

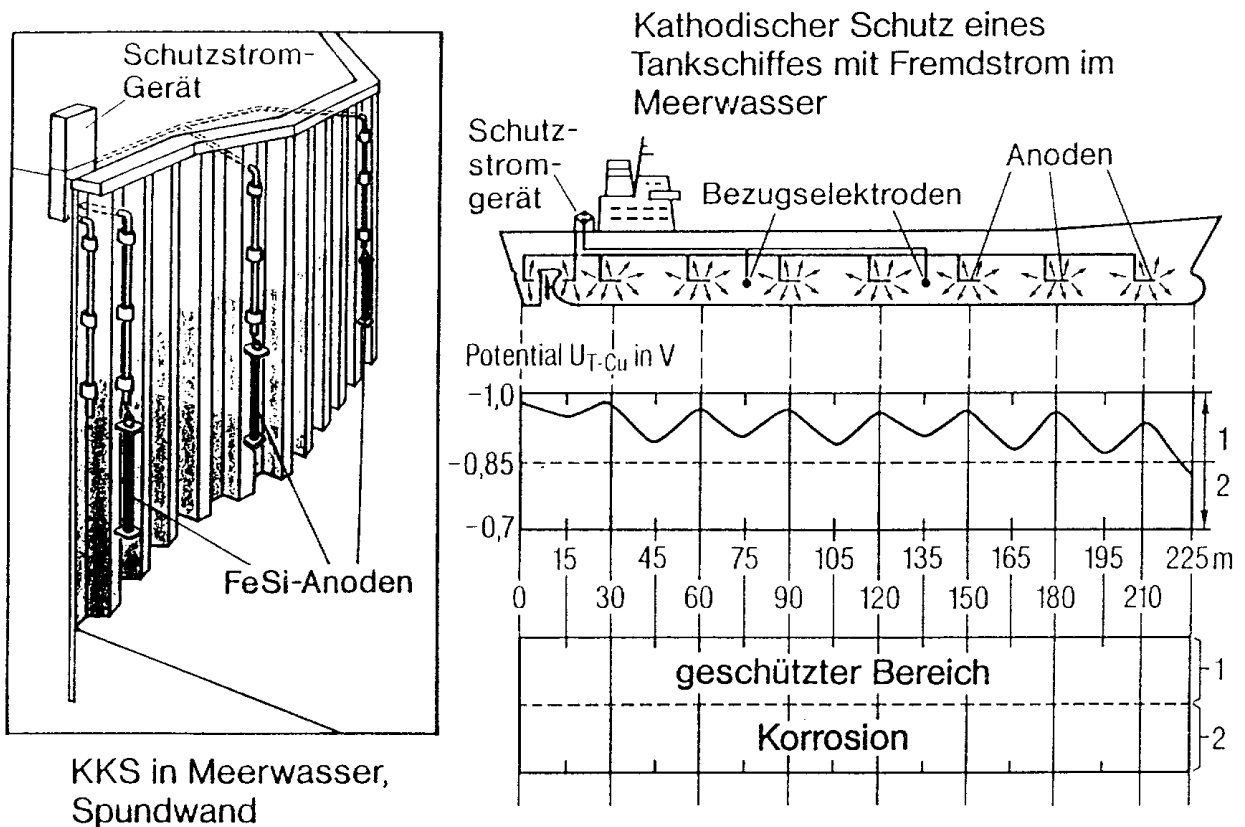


z.B. für Erdtanks

Elektrochemischer Schutz (im Erdboden)



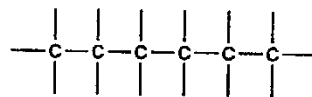
Elektrochemischer Schutz (im Meerwasser)



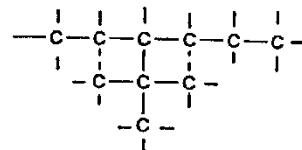
4. Grundlagen der Organischen Chemie

4.1 Charakterisierung und Einteilung der organischen Stoffe

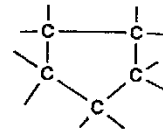
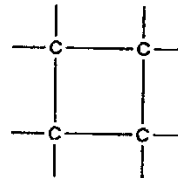
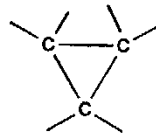
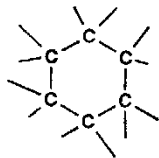
Mögliche Anordnung von Kohlenstoff-Atomen im Raum



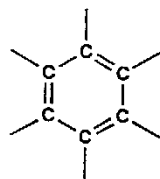
n - Alkane



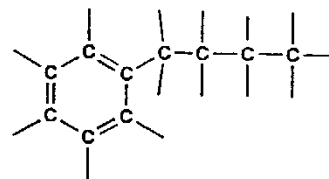
iso - Alkane



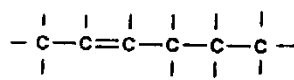
Cycloalkane



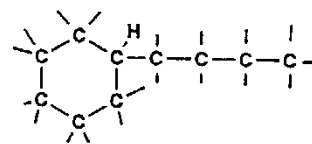
Aromate



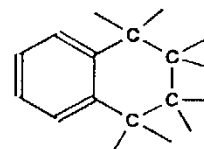
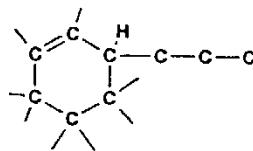
Alkylaromate



Alkene



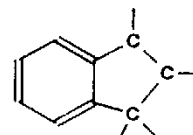
Cycloaliphate



" Naphthene "

d.s.

Cycloalkane



- OH Hydroxylgruppe
- COOH Carboxylgruppe
- NH₂ Aminogruppe
- CO Ketogruppe

d.s. funktionelle Gruppen

4.2 Kohlenwasserstoffe

4.2.1 n- und iso-Alkane

Homologe Reihe

CH₄ Methan

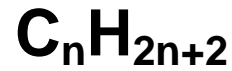
C₂H₆ Ethan

C₃H₈ Propan

C₄H₁₀ Butan

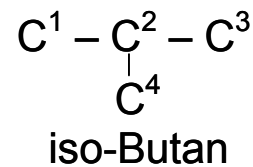
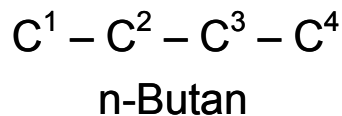
C₅H₁₂ Pentan

Usw.



→ Δ CH₂ Methylengruppe

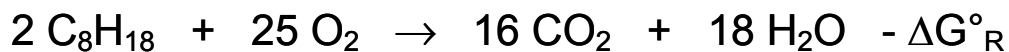
Isomerie:



Zahl der strukturisomeren Alkane

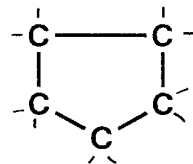
8 C = 18	20 C = 366319	
12 C = 355	30 C = 4 111 846 763	

Verbrennung (ansonsten Reaktionsträge) (verläuft radikalisch):

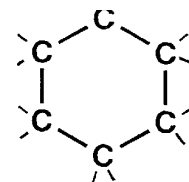


4.2.2 Cycloalkane

$C_n H_{2n}$



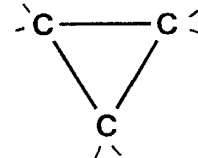
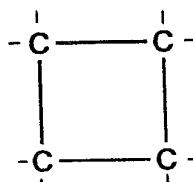
Cyclopentan



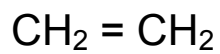
Cyclohexan

*H-Defizit bedeutet Ring
oder Doppelbindung

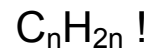
Cyclopropan



4.2.3 Alkene (Olefine)



Äthylen – Ethen – Homologe Reihe

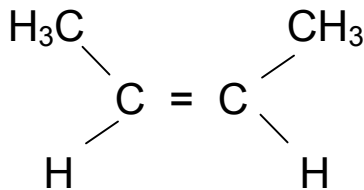


Doppelbindung - Stellungsisomerie

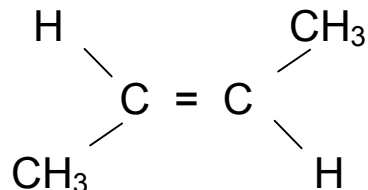
die cis / trans – Isomerie

- $\text{C}_1 = \text{C}_2 - \text{C}_3 - \text{C}_4 -$
1-Buten

die C = C-Bindung ist starr

- $\text{C}_1 - \text{C}_2 = \text{C}_3 - \text{C}_4 -$
2-Buten

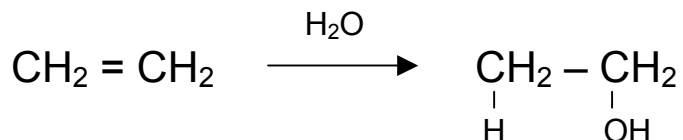
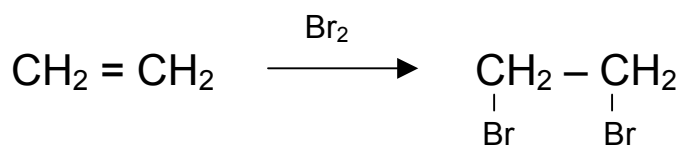
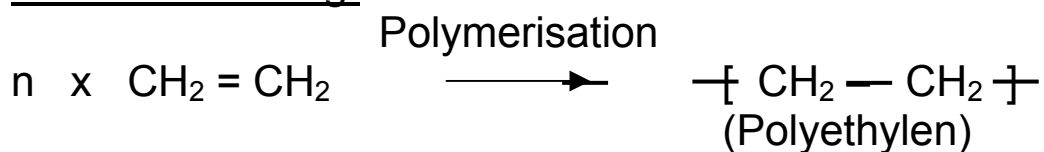
cis 2-Buten



trans 2-Buten

Typische Reaktion: Addition

z.B.:

Technisch wichtig:

4.2.4 Alkine (Acetylene)

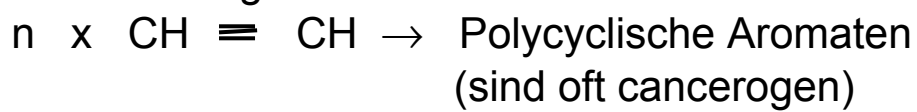


Acetylen / Ethin

▪
▪
▪

Homologe Reihe

Hochreaktionsfähig!

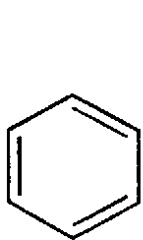


4.2.5 Aromaten

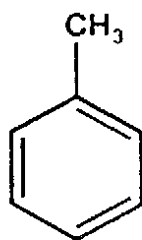
Benzolstruktur: delokalisierte π Elektronen

Keine Addition, sondern Substitution

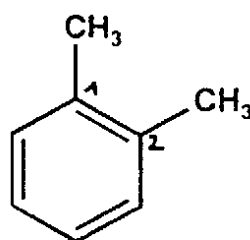
z.B.:



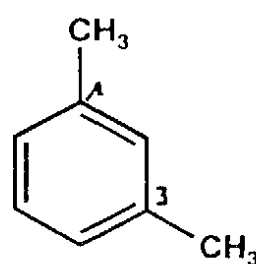
Benzol



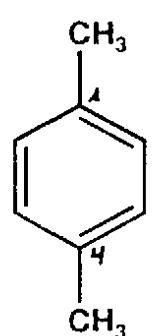
Toluol



ortho



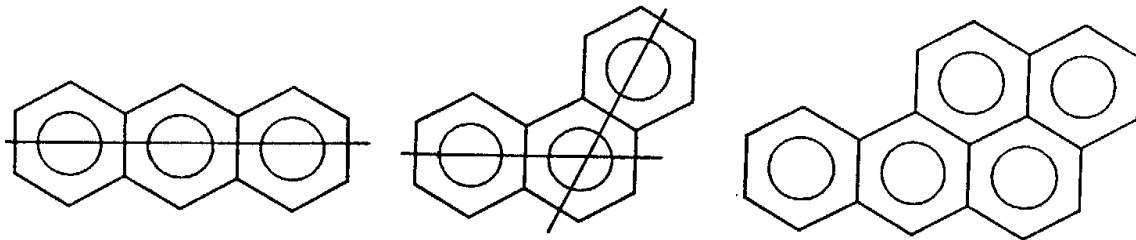
meta



Xylole

Polycyclische Aromatische Kohlenwasserstoffe (PAK):

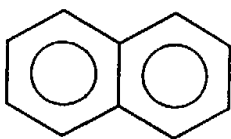
(oft cancerogen wie auch Benzol)



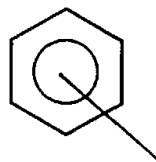
Anthracen

Phenanthren

**3,4 Benzopyren ist ein
typisches Cancerogen**



Naphthalin



Alkylbenzole
z.B. Toluol

Niedrigsiedende Aromate

Sdp \leq 200°C sind wichtige Ottokraftstoff-Komponenten

4.2.6 Erdöldestillation und Kraftstoffe

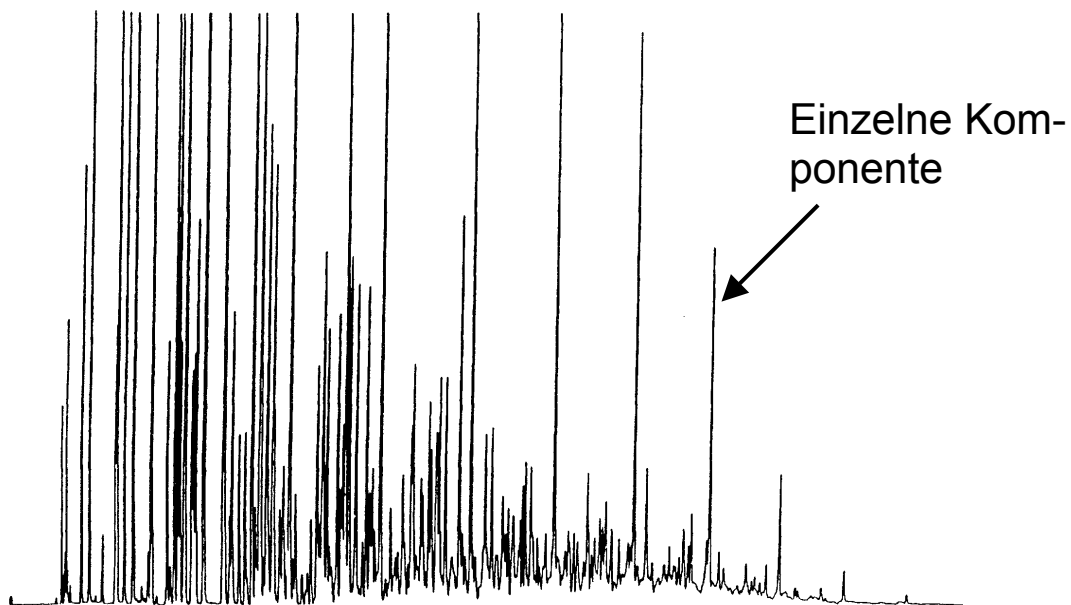
Produkte der Erdöldestillation:

Bezeichnung	Siedebereich	Verwendung	Anzahl C
Flüssiggas	bis 20 °C	Treib-, Brenngas	bis ca. C4
Benzin	30 – 200 °C	Otto-, Flugbenzin	ca. C5-C10
Petroleum	140 - 280 °C	Kerosin	ca. C9-C16
Schweröl	180 – 370 °C	Diesel, Heizöl	ca. C10-C20
Schmierstoffe	über 300 °C	Schmierung	> C20
Bitumen	fest	z.B. Straßenbau	

Ottokraftstoffe (Benzine):

Enthält: alle isomeren Alkane (n- / iso -), Cycloalkane, Alkene und Aromaten (Alkylaromaten), keine Alkine (≥ 300 Komponenten)

Gaschromatogramm eines Ottokraftstoffes:

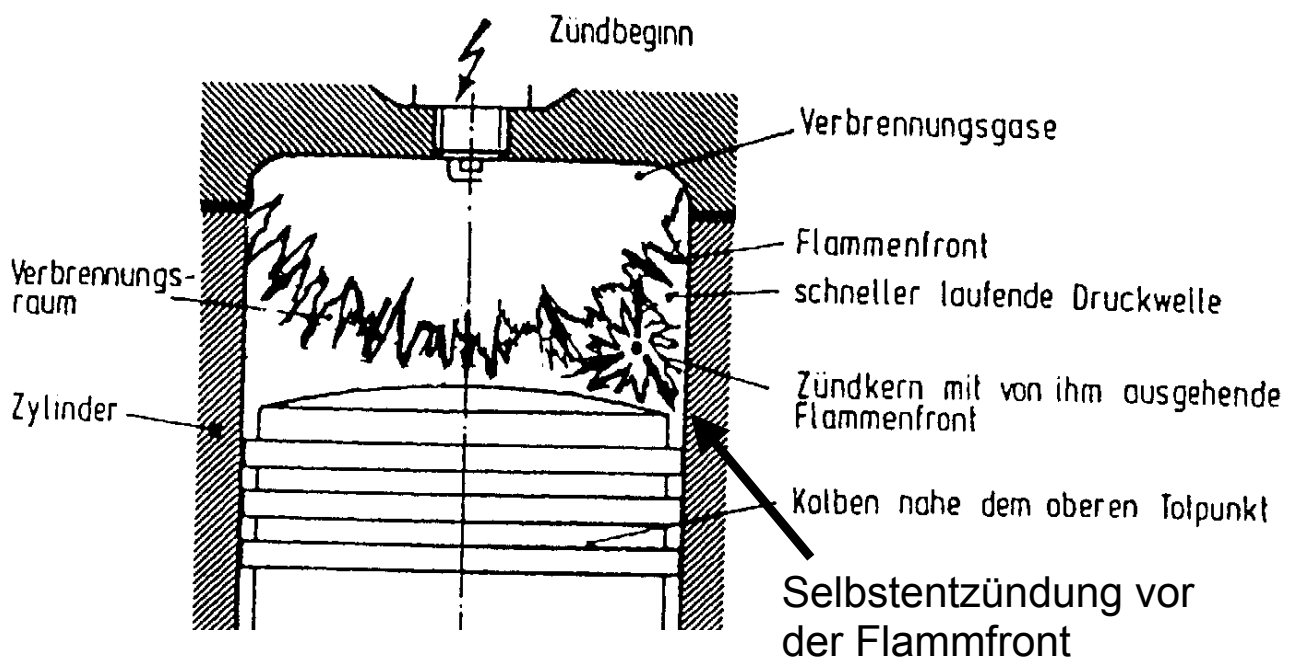


Die anteilig erhaltenen Produkte der Erdöldestillation sind zu wenig klopfest und decken nicht den Bedarf an Kraftstoffen:

Reformieren ist Molekülumbau (Moleküle = C_6 bis C_{12}) durch Isomerisierung; Cyclisierung und Aromatisierung (Klopfestigkeit)

Cracken ist Spaltung und Bildung von Olefinen (Erhöhung des für Kraftstoffe nutzbaren Anteils im Erdöl)

Klopfen im Ottomotor:



Folgen: Leistungsverlust; thermische Korrosion; hoher Kraftstoffverbrauch; mechanische Beanspruchung

Festlegung der Klopfestigkeit; Oktanzahl (ROZ)

0 - Standard: n-Heptan

100 - Standard: 2,2,4-Trimethylpentan

Klopfestigkeit der Kohlenwasserstoffe:

Aromaten > Isoalkane > Alkene > Cycloalkane > n-Alkane

In der Praxis werden Antiklopfmittel zugesetzt:

z.B. tert.-Butanol, tert.-Butylmethylether

Unverbleite-Benzine
ROZ 91

Euro-Super-Benzin
ROZ 95

Super plus
ROZ 98

4.3 Sauerstoffhaltige Verbindungen (Überblick)

Alkohole leiten sich ab von den Alkanen durch Substitution eines H durch –OH

Herstellung:

z.B. alkoholische Gärung (Ethanol):



Homologe Reihe:

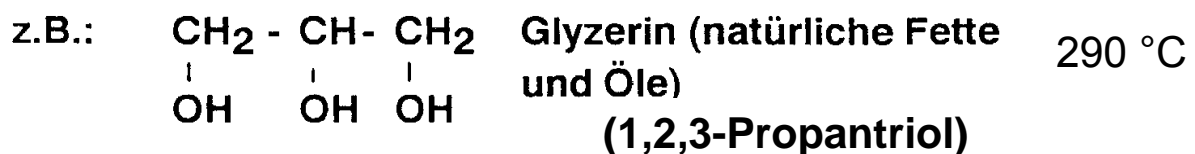
CH ₃ OH	Methanol	Sdpkt. 65 °C
CH ₃ CH ₂ OH	Ethanol	78 °C
CH ₃ CH ₂ CH ₂ OH	Propanol	97 °C
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH	Butanol	
usw.	Endsilbe –ol	

**C_nH_{2n+1}OH Einwertige Alkohole
(Monoole)**

Durch Mehrfachsubstitution ergeben sich zweiwertige Alkohole (Diole):



oder Triolen:



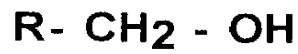
Physikalische Eigenschaften:

hydrophil, hohe Siedepunkte durch H-Brücken

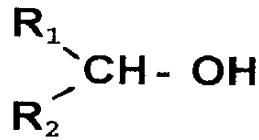
Reaktionsfreudig: Veresterung, Verätherung

Isomeriemöglichkeiten:

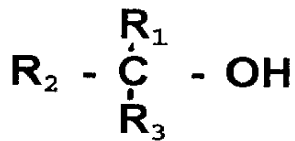
primärer Alkohol



sekundärer Alkohol



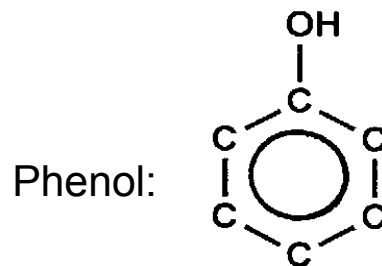
tertiärer Alkohol



Aromatische Alkohole heißen allgemein "Phenole"

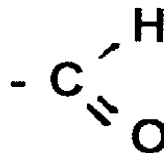
(Phenole reagieren schwach sauer unter Bildung des Phenolations)

Prototyp

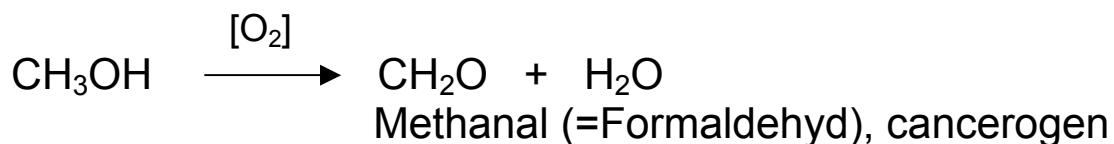


Aldehyde:

Funktionelle Gruppe:



Herstellung aus primären Alkoholen durch Oxidation:



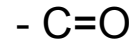
Homologe Reihe:

Methanal (=Formaldehyd)
 Ethanal (=Acetaldehyd)
 Propanal (=Propionaldehyd) usw.
 Endsilbe -ol

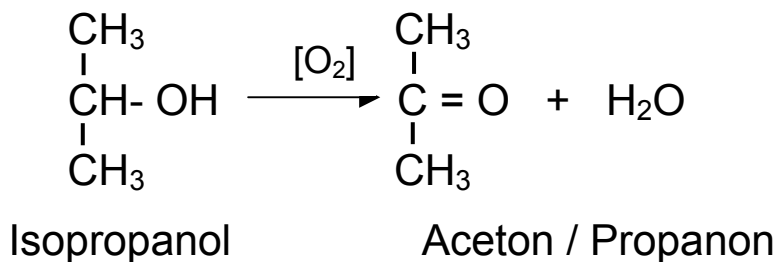
Aldehyde zeichnen sich durch ihre Oxidierbarkeit (zur Säure) aus (Nachweisreaktion: „Silberspiegelprobe“, Ag^+ wird reduziert).

Ketone:

Funktionelle (Carbonyl) Gruppe:



Herstellung aus sekundären Alkoholen durch Oxidation, z.B.:

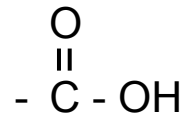


(Technisches Lösungsmittel, Sdpkt.: 56°C , löslich in Wasser, Reinigung)

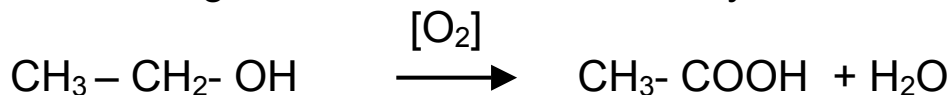
allgemeine Bezeichnung: z.B.: Alkan-2-on (Endsilbe -on)

Carbonsäuren:

Funktionelle (Carboxyl) Gruppe:



Herstellung aus Alkoholen bzw. Aldehyden durch Oxidation, z. B.:



Säurereaktion:



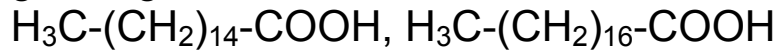
Einfachste Vertreter:

H- COOH	Ameisensäure
CH ₃ - COOH	Essigsäure (=Ethansäure)
CH ₃ -CH ₂ - COOH	Propionsäure
CH ₃ CH ₂ CH ₂ - COOH	Buttersäure

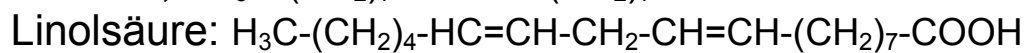
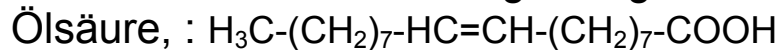
allgemein: Alkansäure

Essigsäure: Herstellung durch mikrobielle (Bakterien) Oxidation von Ethanol unter Luftzutritt (Weinessig)

Fettsäuren: gesättigte Fettsäuren: Palmitinsäure, Stearinsäure

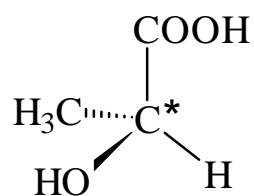


Einfach bzw. mehrfach ungesättigte Fettsäuren:

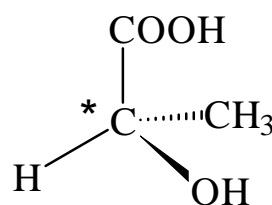


Weitere Säuren: Acrylsäure: $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{COOH}$
 Benzoesäure: $\text{C}_6\text{H}_5-\text{COOH}$

Milchsäure:



L (+)-Milchsäure
Rechtsdrehend



D(-)-Milchsäure
Linksdrehend

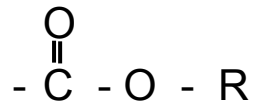
Bild-Spiegelbild-Isomerie: Isomere weisen eine unterschiedliche Drehrichtung der Polarisationssebene von polarisiertem Licht auf. Optische Aktivität tritt auf bei vier unterschiedlichen Substituenten am Kohlenstoffatom

auch Dicarbonsäuren:

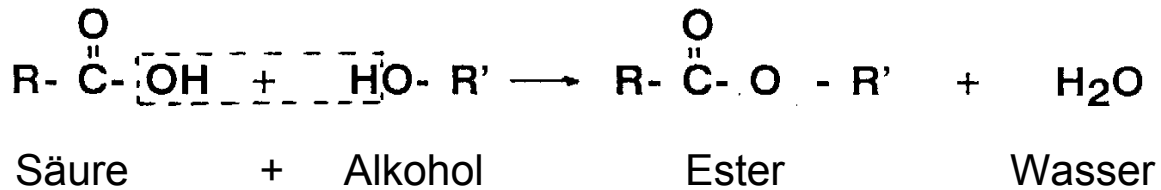


z.B.: Oxalsäure: $\text{HOOC}-\text{COOH}$
 Adipinsäure: $\text{HOOC}-(\text{CH}_2)_4-\text{COOH}$

Ester: Estergruppe



Kondensationsreaktion:

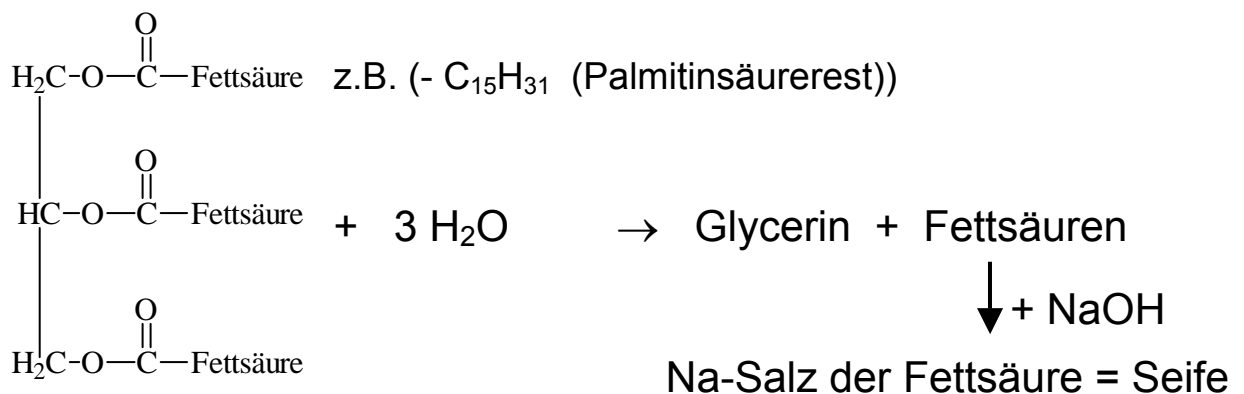


Hinreaktion: Veresterung;

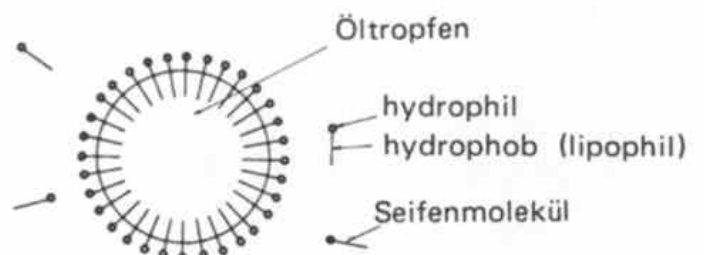
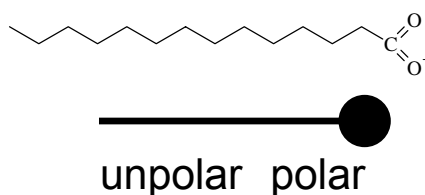
Rückreaktion: Verseifung (z.B. von natürlichem Fett vgl. unten)

Wichtige Ester: als Polyester-Kunststoffe und als synthetische Schmieröle (Flugturbinenöle)

Fette/Öle:

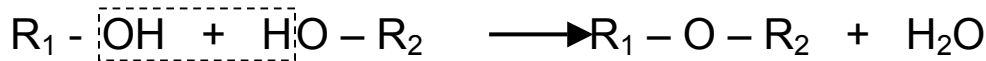


Tensidwirkung:



Ether:

Kondensationsreaktion



Ethergruppe

Wichtige Vertreter: Diethylether, Lösungsmittel, betäubende Wirkung, MTBE: Methylt-t-Butyl-Ether (Antiklopfmittel in Benzin)

4.4. Stickstoffhaltige Verbindungen (Auswahl)

Amine und Diamine

Funktionelle Gruppe: -NH₂ (Aminogruppe)

Einfache Vertreter:

CH ₃ - NH ₂	Methylamin
CH ₃ CH ₂ - NH ₂	Ethylamin
CH ₃ CH ₂ CH ₂ - NH ₂	Propylamin
C ₆ H ₅ - NH ₂	Anilin

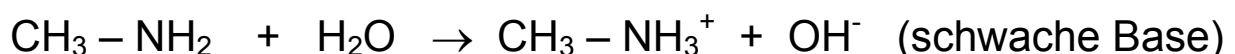
(häufig fischähnlicher Geruch)

Diamine enthalten zwei Aminogruppen:

z.B.: H₂N - (CH₂)₆ - NH₂
Hexamethyldiamin (→ Polykondensation)

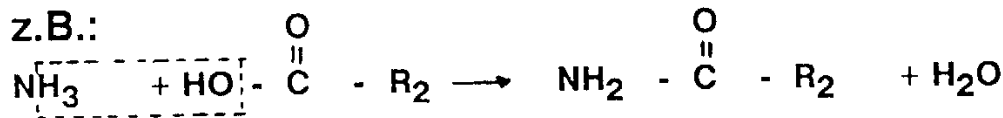
CH ₃ - NH ₂ primäres	CH ₃ - NH - CH ₃ sekundäres	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{N} - \text{CH}_3 \end{array}$ tertiäres Amin	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{N}^+ - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ quarternäres Ammoniumion
---	--	--	---

Basische Reaktion:



Carbonsäureamide

entstehen in einer Kondensationsreaktion aus Ammoniak oder Amin und Carbonsäure:



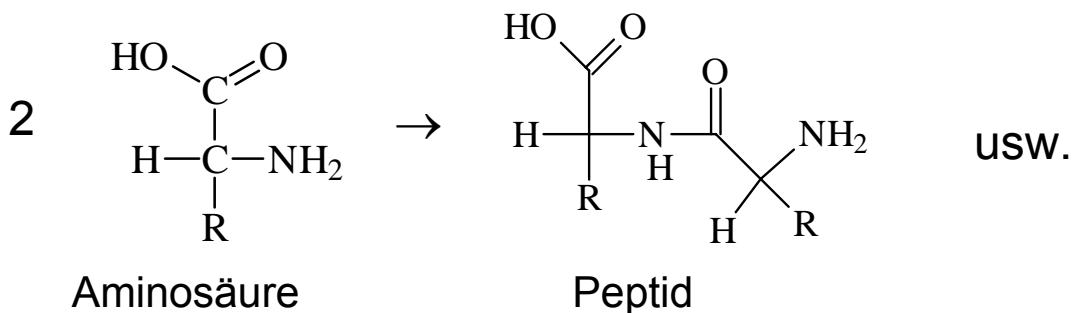
primäres Carbonsäureamid

oder



sekundäres Carbonsäureamid

Amidgruppen sind in der Natur weit verbreitet:
Eiweiß-Stoffe (Polypeptide, Proteine)

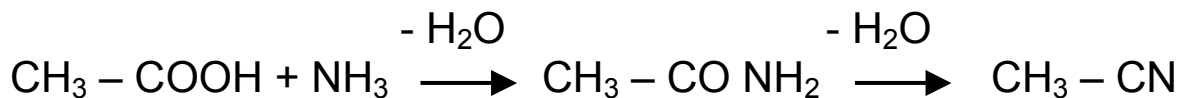


→ Synthetische Polyamide (Nylon, Perlon) sind wichtige Kunststoffe

Nitrile

Funktionelle Gruppe: $-\text{C}\equiv\text{N}$ (Nitrilgruppe)

Herstellung durch Wasserabspaltung aus einer Carbonsäure in Gegenwart von Ammoniak:

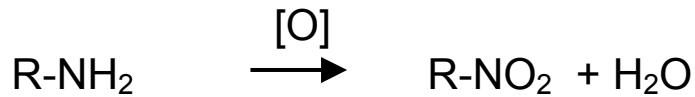


Einfache Vertreter: $\text{H-C}\equiv\text{N}$ Blausäure
(giftig, Geruch nach Bittermandel)
 $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{N}$ Acetonitril (wichtiges Lösungsmittel)

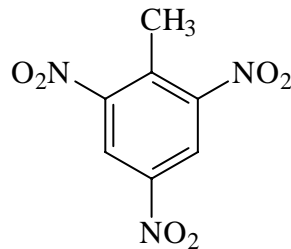
Nitroverbindungen

Funktionelle Gruppe: $-\text{NO}_2$ (Nitrogruppe)

Darstellung: Oxidation von Aminen:



Einfache Vertreter: $\text{CH}_3\text{-NO}_2$ Nitromethan (Treibstoff)



Trinitrotoluol (TNT)
(Sprengstoff)

Schwefelhaltige Verbindungen

z.B. Thiole: R-SH

Phosphorhaltige Verbindungen

z.B. Alkylphosphate R_3PO_4

Metallorganische Verbindungen

z.B. Bleitetraethyl $(\text{CH}_3\text{CH}_2)_4\text{Pb}$

usw.

5. Kunststoffe

Einteilung:

Thermoplaste:

Erweichen bzw. schmelzen unzersetzt (meist Kettenförmige Polymere)

Duroplaste:

Hart und spröd, nicht unzersetzt schmelzbar (aufgrund räumlicher Vernetzung)

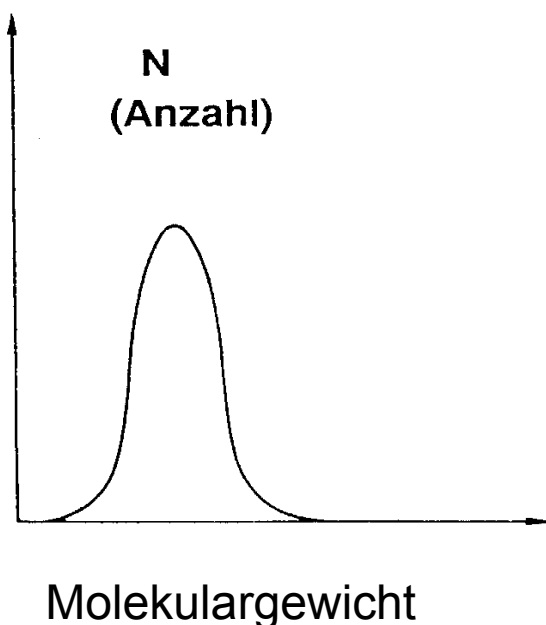
Elastomere:

Elastisch (netzförmige Vernetzung)

Typisch für makromolekulare Stoffe (=Polymere):

Molekulargewicht ist variabel, für Polymerisate gilt:
 $5000 - 2 \cdot 10^6 \text{ g/mol}$

Molekulargewichtsverteilungskurve ist wichtig:



Kettenlänge ist nicht einheitlich:
Erweichungstemperaturbereich

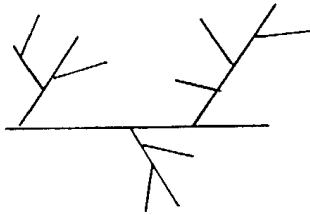
Molekülgestalt:

Struktur

Thermoplaste:

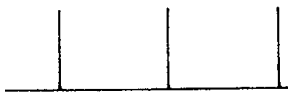


unverzweigt



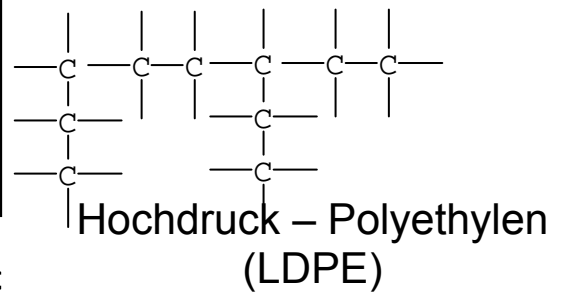
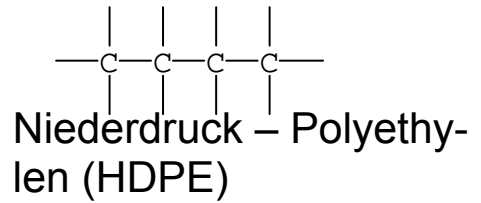
unregelmäßig
verzweigt
Baufehler

Kettenförmig



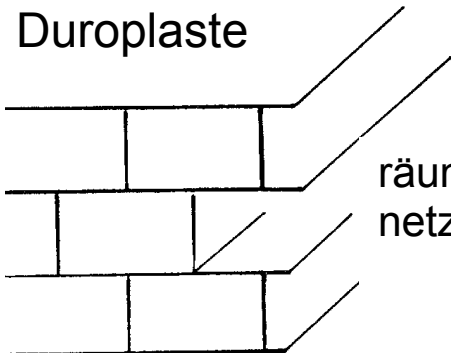
regelmäßig verzweigt
kein Baufehler,
vorgegeben durch
Monomerstruktur

Beispiel



Meist Copolymere

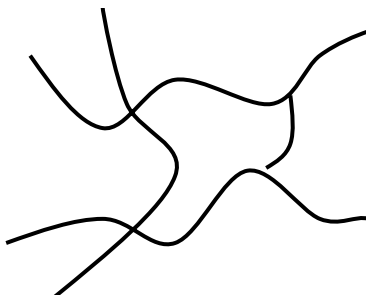
Duroplaste



räumlich ver-
netzt

Epoxide, Phenolharze

Elastomere:



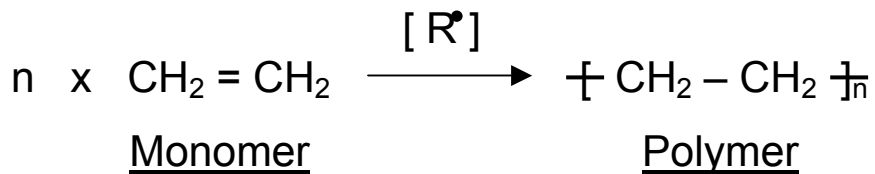
netzförmig

Naturkautschuk

5.1 Thermoplaste

5.1.1. Radikalische Polymerisation von Alkenen zu Polymerisaten

z.B.: Ethylen Polyethylen

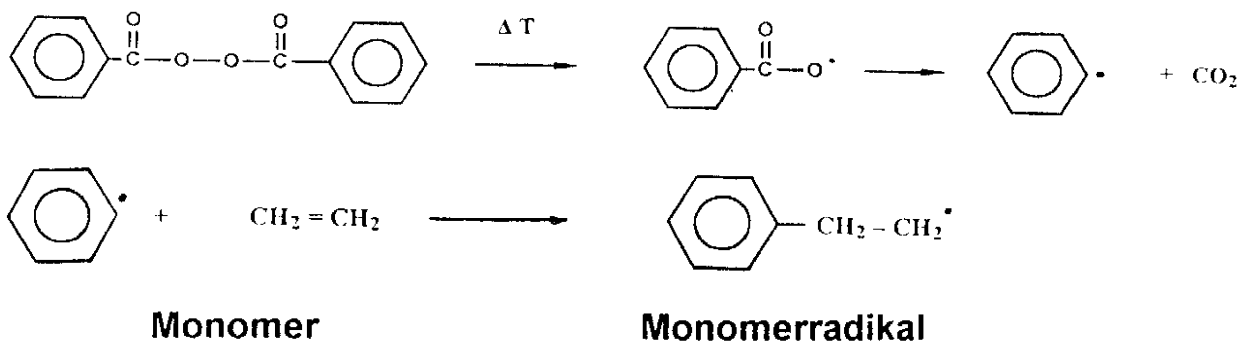


n = Polymerisationsgrad
($n > 1000$); Makromolekül !

Polymerisationsreaktion erfolgt in drei Stufen:
(Start, Wachstum, Abbruch)

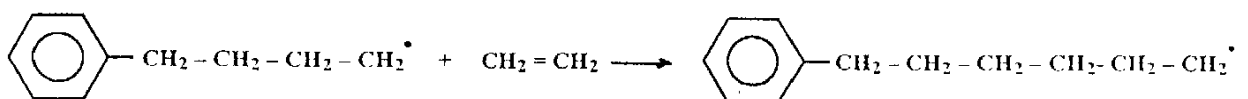
1. Start: Mit Startern / Initiatoren z.B.:

Dibenzoylperoxid

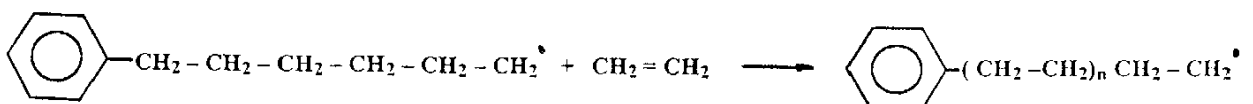


2. Wachstum:

1. Schritt

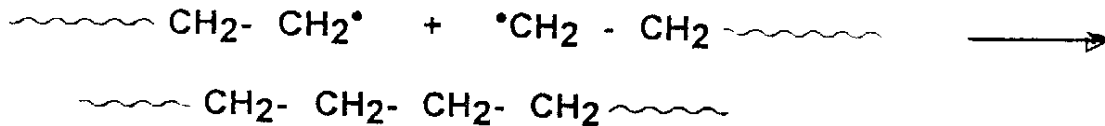


n-ter Schritt:

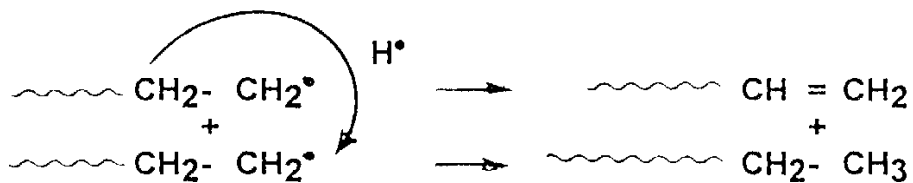


3. Abbruch

a) Radikalkombination (2 Makroradikale → 1 Makromolekül)



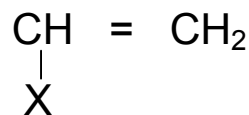
b) H-Transfer (2 Makroradikale → 2 Makromoleküle)



Halbe Molekülmasse im Vgl. zu Radikalkombination

Bei der Polymerisation wird eine großen Menge an Energie frei, die abgeführt werden muss, sonst kommt es zum Durchgehen der Reaktion (Lawinenartige Bildung der Radikale).

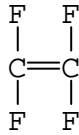
Technisch wichtige Monomere: "X" ist variabel



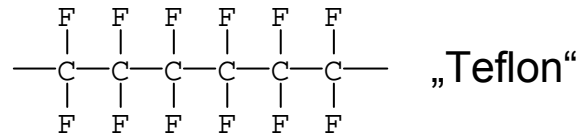
X → - H;	Ethen; Polyethen (Polyethylen) PE
X → - CH ₃ ;	Propen; Polypropen (Polypropylen) PP
X → - C ₆ H ₅ ;	Styrol; Polystyrol PS
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}_2\text{C}=\text{C} \\ \\ \text{C}_6\text{H}_5 \end{array}$	$\begin{array}{c} \quad \quad \quad \quad \\ \text{---C---C---C---C---C---C---} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{C}_6\text{H}_5 \quad \text{C}_6\text{H}_5 \quad \text{C}_6\text{H}_5 \quad \text{C}_6\text{H}_5 \end{array}$
X → - Cl;	Vinylchlorid; Polyvinylchlorid PVC
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}_2\text{C}=\text{C} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$	$\begin{array}{c} \quad \quad \quad \quad \\ \text{---C---C---C---C---C---C---} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{Cl} \quad \text{Cl} \quad \text{Cl} \quad \text{Cl} \end{array}$
X → - C≡N;	Acrylnitril; Polyacrylnitril PAN

Weitere wichtige Beispiele:

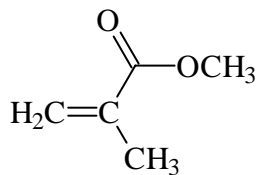
Tetrafluorethen



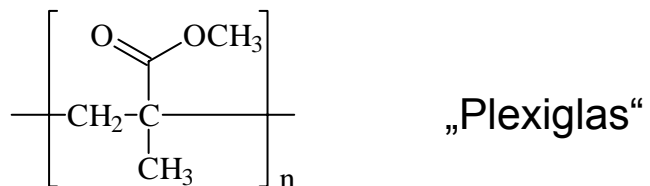
Polytetrafluorethen PTFE



Methylmethacrylat



Polymethylmethacrylat PMMA

**Erläuterung zu Polyethylen:**

HDPE: High Density PE

LDPE: Low Density PE

Herstellung:

Mit Katalysator bei
RaumtemperaturHohe Temperatur (200°C)
hoher Druck (2500 bar)

Eigenschaften:

Lineare Ketten
Hohe Dichte,
Kristalliner
Hohe Festigkeit
Höhere Erweichungstemperatur
Härter
Schwerer zu verarbeiten

verzweigte Ketten
niedrige Dichte
wenig kristallin
niedrigere Festigkeit
niedrigere Erw.temperatur
weniger hart
leichter zu verarbeiten

Eigenschaften thermoplastischer Polymerisations-Kunststoffe

Kunststoff	allg. Eigenschaften	Verhalten beim Erhitzen	Reaktion beim Anzünden	Handelsname (Auswahl)	Verwendung
Polyethylen (PE)	wachsartig, ungefärbte Teile opak, dünne Folien, transparent	erweicht, schmilzt, zersetzt sich	brennt mit schwach leuchtender Flamme, tropft	Lupolen [®] , Hostalen [®] ,	Folien, Platten, Rohre, Behälter,
Polypropylen (PP)	dickere Teile opak, Folien transparent, härter u. temperaturstabiler als PE	siehe Polyethylen	siehe Polyethylen	Hostalen PP ^R , Vestolen P ^R , Luparen ^R ,	Folien, Papierkaschierungen, Spritzgussteile
Polystyrol (PS)	glasklar bis opak, im geschäumten Zustand hellweiß, alle Farben möglich	schmilzt und tropft	brennt mit stark rußender Flamme (außerhalb der Flamme brennend)	Polystyrol, Styroflex ^R , Styropor [®] , Styrofoam [®]	Spritzgussteile, Folien, Fäden, Isolierstoffe
Polyvinylchlorid (PVC), hart	ungefärbt, transparent oder schwach trüb	erweicht, färbt sich gelb-braun durch Depolymerisation, Dämpfe sauer	brennt nur in der Flamme, außerhalb erlöschend riecht stechend nach HCl	Hostalit [®] , Pevilit [®] , Vinnol [®] , Vinoflex [®]	Folien, Behälter, korrosionsfeste Leitungen, Bodenbeläge
Polyvinylchlorid, weich	gummiartig, weich bis mittelhart	erweicht, schmilzt, tropft ab, Dämpfe sauer	brennt auch außerhalb der Flamme weiter		
Polytetrafluoräthylen (PTFE)	elastisch, glatt, sehr Chemikalienbeständig, sehr temperaturstabil	erweicht, schmilzt, tropft ab, Dämpfe sauer	brennt nicht riecht stechend (Fluorwasserstoff)	Hostaflon TF ^R , Teflon [®]	Folien, Dichtungen, hitzebest. Beschichtung
Poly-methyl-Methacrylat (PMMA)	ungefärbte Teile glasklar, hohe Brillanz, alle Farben möglich	schmilzt, zersetzt sich unter Aufblähen	brennt schwach leuchtend, geringe Rußbildung, riecht fruchtig	Plexiglas ^R , Plexigum ^R , Resartglas ^R	Sicherheitsglas, Rohre, Stäbe, Apparateile, Modelle
Polyacrylnitril (PAN)	Bevorzugt als Faser			Dralon [®] , Dolan [®] , PAN-Faser [®] , Orlon [®]	Textilien, Taue, Verdecke, Transportbänder

Copolymerisation

Vereinigung verschiedener Monomere liefert maßgeschneiderte Polymere mit im Idealfall optimalen Eigenschaften der Einzelpolymerarten.



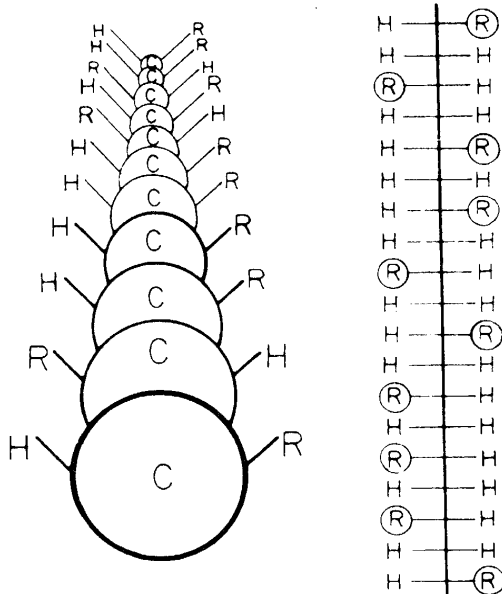
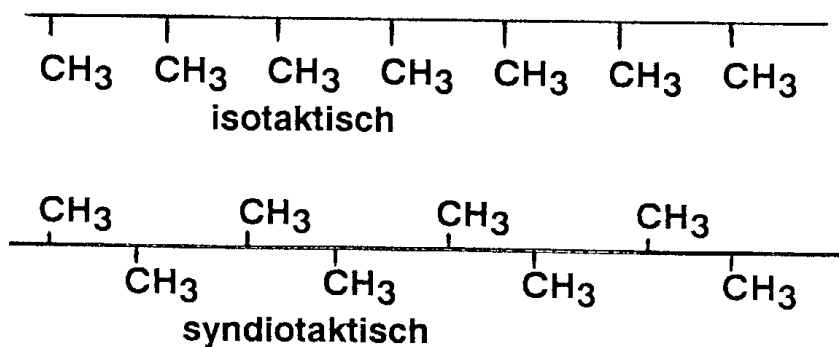
Blocklängen sind variabel



statistisch zufällige Anordnung: statistisches Copolymer

Pfropfcopolymer: Seitenketten eines anderen Polymers werden auf Grundkette des Polymers aufgepfropft.

Verschiedene räumliche Anordnungen (z.B. PP):



ataktisch bedeutet statistisch zufällige Anordnung

z.B.: R = CH₃ PP

Wichtige Kunststoffbezeichnungen (Abkürzungen):

ABS	Acrylnitril-Butadien-Styrol-Copolymere	PF	Phenolformaldehyd
AMMA	Acrylnitril-Methymethacrylat-Copolymere	PFEP	Polytetrafluorethylen-Perfluorpropylen
CA	Celluloseacetat	PIB	Polyisobutylene
CAB	Celluloseacetobutytrat	PMMA	Polymethylmethacrylat
CAP	Celluloseacetopropionat	PO	Polyolefine
CF	Kresolformaldehyd	POM	Polyacetal, Polyoxymethylen
CN	Cellulosenitrat	PP	Polypropylen
CP	Cellulosepropionat	PPO	Polyphenylenoxid
CS	Casein	PS	Polystyrol
EC	Ethylcellulose	PTFE	Polytetrafluorethylen
EP	Epoxidharz	PUR	Polyurethan
EVA	Ethylen-Vinylacetat-Copolymere	PVAC	Polyvinylacetat
GF	Glasfaser	PVAL	Polyvinylalkohol
GFK	Glasfaserverstärkte Kunststoffe	PVB	Polyvinylbutyral
GUP	Glasfaserverstärkte ungesättigte Polyesterharze	PVC	Polyvinylchlorid
GW	Glasgewebe	PVCA	Vinylchlorid-Vinylacetat-Copolymere
HDPE	PE hoher Dichte	PVDC	Polyvinylidenchlorid
HMWP E	Hochmolekulares Polyethylen	PVDF	Polyvinylidenfluorid
LDPE	PE niedriger Dichte	PVF	Polyvinylfluorid
MDPE	PE mittlerer Dichte	PVFO	Polyvinylformal
MF	Melaminformaldehyd	SAN	Styrol-Acrylnitril-Copolymere
NC	Nitrocellulose	SB	Styrol-Butadien-Copolymere
PA	Polyamid	SI	Silicone
PC	Polycarbonat	SMS	Styrol- α -Methylstyrol-Copolymere
PCTFE	Polychlortrifluorethylen	UF	Harnstoff-Formaldehyd
PE	Polyethylen	UP	Ungesättigtes Polyesterharz
PETP	Polyethylenterephthalat, gesättigter Polyester	VF	Vulkanfiber

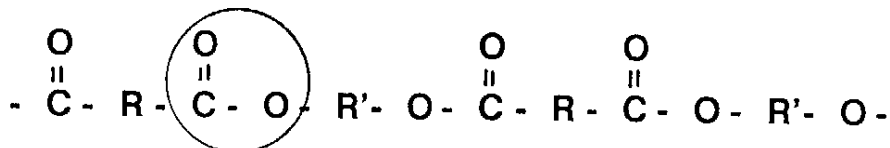
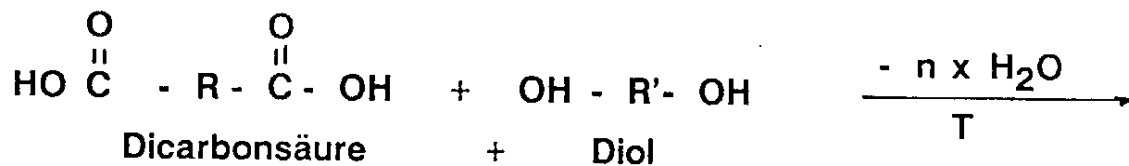
Beispiele wichtiger -Copolymerisate

Reaktionspartner	Handelsname	Verwendung
n-Butadien + Styrol (SB)	Buna S [®]	Autoreifen, Förderbänder
n-Butadien + Acrylnitril	Perbunan N [®]	Membranen, Dichtungen
n-Butadien + Acrylnitril + Styrol (ABS)	Novodur [®]	Kunststoffgehäuse

5.1.2 Herstellung von Kunststoffen durch Polykondensation

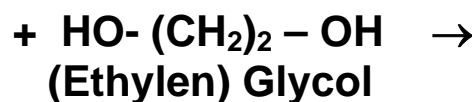
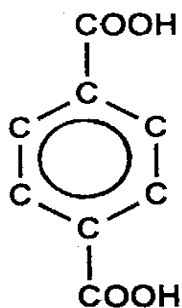
Polyester durch Polykondensation

bifunktionelle Ausgangskomponenten sind notwendig;
H₂O-Abspaltung



Estergruppe

M ca. 8000 – 10000; Fasern ! Reißfest
Typischer handelsüblicher Polyester:



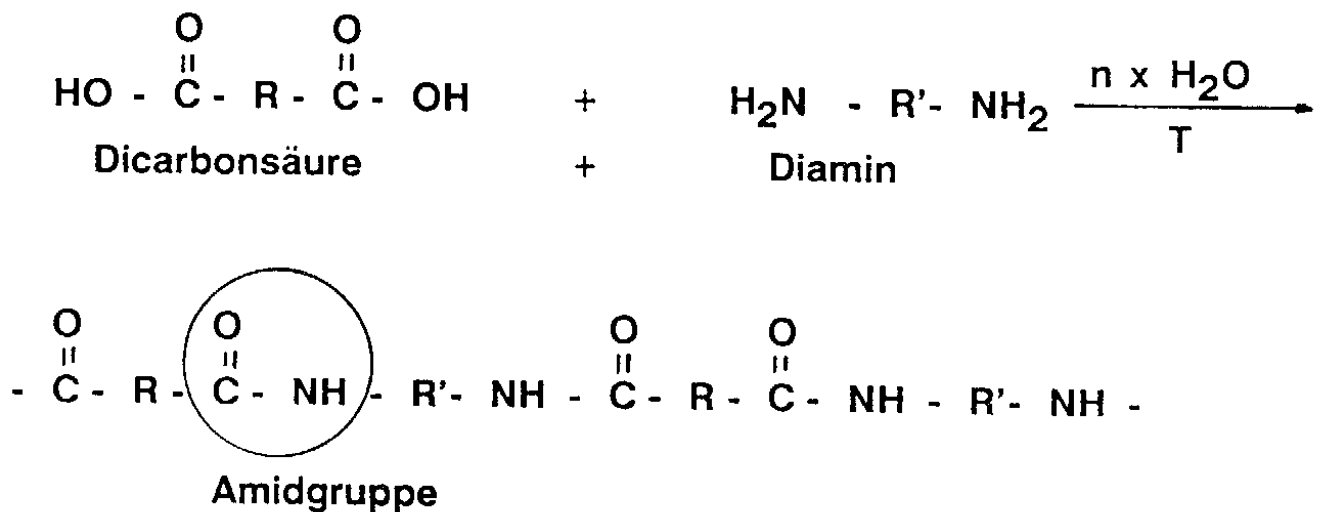
Polymer:
Polyethylenglycol-
terephthalat
(PET)

Terephthalsäure

Handelsnamen für lineare Polyester (Fasern, Stoffe, Folien):

Diolen^R, Trevira^R, Terylene^R

Polyamide (PA) durch Polykondensation



$\bar{M} = 10000 - 20000$; bevorzugt als Faser
Reißfest, weil H-Brücken

Typisches handelsübliches Polyamid (PA 6.6):

R = HOOC-(CH₂)₄-COOH Adipinsäure

R' = H₂N-(CH₂)₆-NH₂ Hexamethyldiamin

PA 6 wird aus H₂N-(CH₂)₅-COOH hergestellt.

Weitere Polyamide: PA 6; PA 9, PA 11, PA 12 usw.

Eigenschaften:

glatte Oberfläche, hornartig trüb bis klar, alle Färbungen möglich, reckbar, schmilzt bei 50-100°C, wird klar und tropft, Dämpfe alkalisch (NH₃), Schmelze fadenziehend, brennt mit schwachgelblicher Flamme, bildet glasige Perlen, riecht nach verbranntem Horn, hohe Neigung zur Wasseraufnahme (bis 10 %)

Wichtige Handelsnamen:

Perlon[®] (=Polyamid 6), Nylon[®] (Polyamid 6.6)

Kevlar[®], Nomex[®]

Recken: Strecken der Fasern (400 %) führt unter Verringerung des Durchmessers zu einer parallelen Anordnung der Polymerketten und zu einer Erhöhung der Reißfestigkeit.

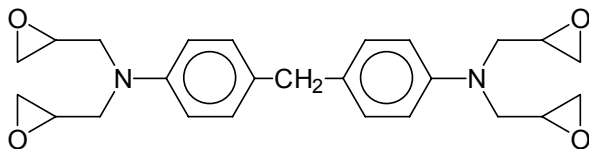
5.2. Duroplaste

Tragen die Ausgangskomponenten mehr als zwei reaktive Gruppen, die bei der Polymerisationsreaktion reagieren, so ist eine räumliche Vernetzung möglich.

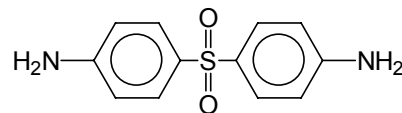
Beispiel eines Duroplasts durch Polyaddition: Epoxidharze (EP)

Typische Komponenten von vergleichsweise thermisch stabilen Epoxidharzen z.B. für Kohlefaserverstärkte Kunststoffe:

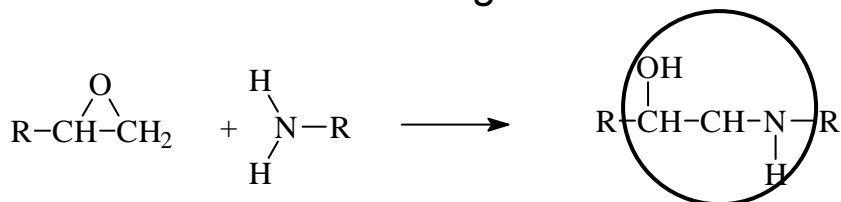
Epoxidkomponente:



Härterkomponente:

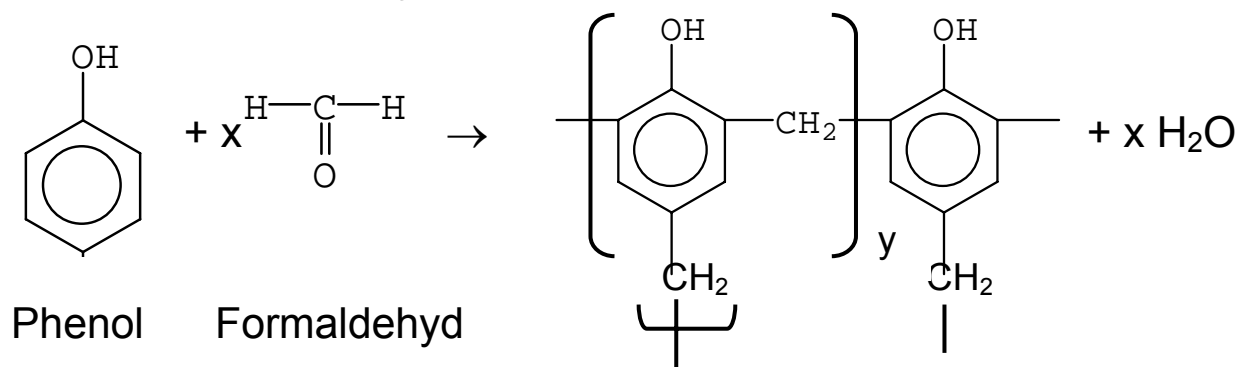


Schematische Vernetzungsreaktion:



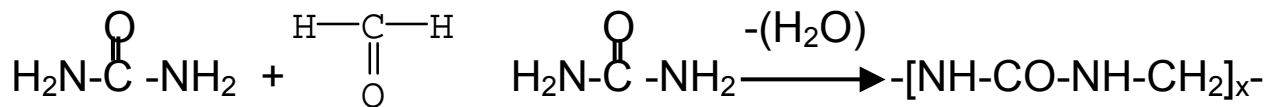
Auch Verwendung in ein- und zweikomponentigen Klebstoffen, meist hart und spröde, falls nicht elastifiziert

Beispiel eines Duroplasts durch Polykondensation: Phenol-Formaldehyd-Harze (PF) (z.B. Bakelit)

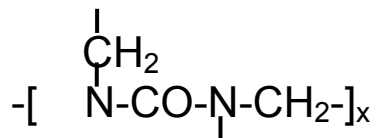


Dunkle meist gefüllte Pressmassen, schwer anzündbar, brennt mit rußender Flamme, selbstverlöschend und riecht stechend nach Formaldehyd

Harnstoff-Formaldehyd-Harze (UF)



Wie bei den Phenolformaldehydharzen wird dieses Vorkondensationsprodukt nach Zugabe von Füllstoffen vernetzt:



Melamin-Formaldehyd-Harze (MF)

z.B. Resopal

5.3. Zuschlagstoffe und Beständigkeit von Kunststoffen:

Zuschlagstoffe (Auswahl):

Füllstoffe:	Ruß, Metalloxide, Tonerden
Oxidationsschutzmittel:	z.B. Phenolderivate
Flammschutzmittel:	z.B. Halogenhaltige Komponenten
Weichmacher:	z.B. Phthalate
Pigmente:	anorganische und organische
Gleitmittel, Verarbeitungshilfsmittel, Katalysatoren zur Polymerisation usw.	

Beständigkeit

- Thermische Stabilität, Feuerbeständigkeit

Kurzzeitig können die angegebenen Temperaturen meist überschritten werden, ohne dass Bauteile versagen. Andererseits kann es bei Dauerbelastung zu Erweichung bzw. Kriechen des Materials kommen. Die Einsatztemperaturgrenzen hängen stark von Art und Menge der Füllstoffe ab.

Dauereinsatztemperaturen (Auswahl):

Kunstst.	maximale Gebrauchstemperatur in °C												
	25	50	75	100	125	150	175	200	225	250	275	300	
ABS													
CA													
GUP													
MF													
PA													
PC													
PE (HD)													
PE (ND)													
PF													
PMMA													
POM													
PP													
PS													
PTFE													
PUR													
PVC													

Zur Verbesserung des Brandverhaltens:

- **Halogenhaltige** Flammschutzmittel (häufig in Kombination mit Antimontrioxid) unterdrücken die Flammenbildung aufgrund Radikalfänger-Eigenschaften.
- **Metallhydroxide** (v.a. $\text{Al}(\text{OH})_3$) setzen bei thermischer Belastung Wasser frei und führen damit viel Wärme ab.
- **Phosphorhaltige** Flammschutzmittel führen zur Ausbildung einer Kohlenstoffschicht, die ein weiterbrennen erschwert.

- Energiereiche Strahlung

UV-Strahlung hat ausreichend Energie um Kohlenstoffbindungen zu lösen. Kunststoffe, die aromatische Anteile enthalten sind gegenüber energiereichen Strahlen wie Röntgenstrahlen oder radioaktiven Strahlen beständiger (Radikal-Stabilisierung).

- Spannungs-Riss-Bildung

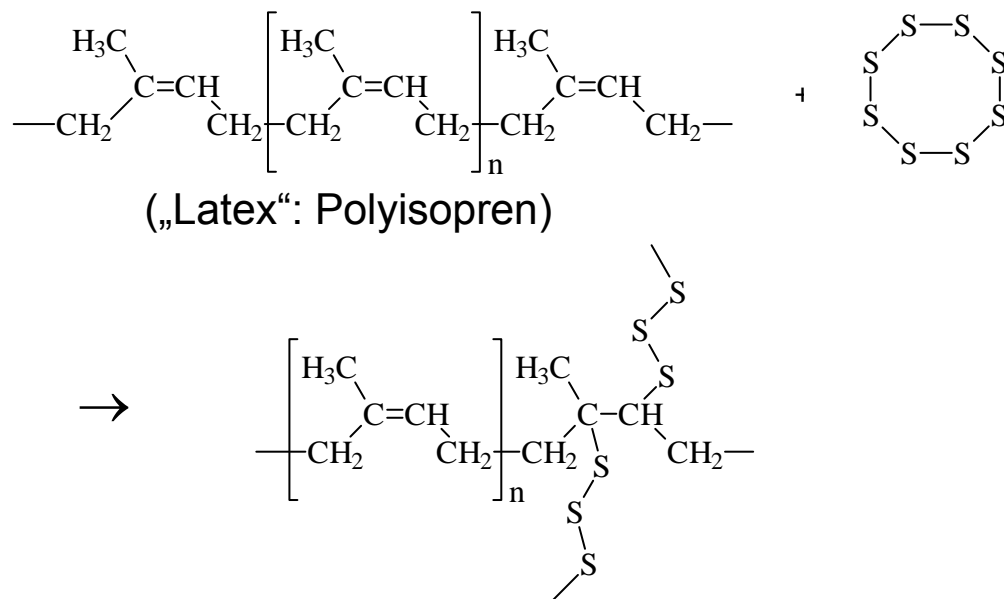
Bei Zugbelastung können zunächst oberflächlich Risse entstehen.

- Einfluss von Lösungsmitteln und Chemikalien

Tabellarisierte Beständigkeit gegenüber z.B.: Säuren und Laugen, oxidierende Säuren, Kohlenwasserstoffe (Benzin, Mineralöl), Alkohole, Ester, Ether, Ketone usw.

5.3. Elastomere

Beispiel: Vulkanisation von Naturkautschuk



Vulkanisation: Reaktion (Addition) der Polyisoprenketten (Naturlatex) mit Schwefel bei Temperaturen bis ca. 160 °C führt zur Ausbildung eines Netzwerks, das für die elastischen Eigenschaften verantwortlich ist.

Je mehr Schwefel für die Vulkanisation eingesetzt wird, umso höher ist der Vernetzungsgrad (Hartgummi).

Elastomerprodukte werden meist mit Hilfsstoffen gefüllt (Füllstoff: z.B. Ruß im Autoreifen; Weichmacher: Mineralöl usw.).

Elastomereigenschaften werden durch die Glasstemperatur charakterisiert, unterhalb der sie glasartig hart sind (z.B. Autoreifen ca. -60 °C).

Wichtig ist die Verträglichkeit gegenüber diverse Medien.

Übersicht gängiger Elastomere (Eigenschaften)

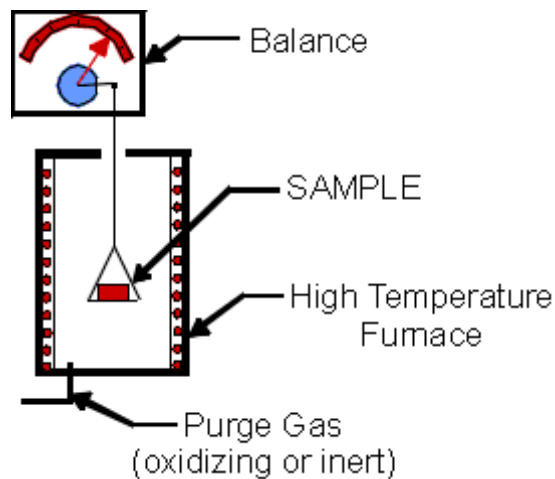
Werkstoff	Beschreibung
EPDM-Kautschuk (EPDM)	Hohe Heißwasser- und Dampfbeständigkeit, sehr gute Alterungs-, Ozon- und Chemikalienbeständigkeit, auch gegen oxidierend wirkende Agenzien. Das Verhalten gegen Öle, Schmierfette und Lösungsmittel entspricht etwa dem von Butadienstyrolkautschuk (SBR). (-40° C bis + 140° C). (O-Ringe in Hydraulikanlagen)
Butyl-Kautschuk (IIR)	Sehr geringe Gasdurchlässigkeit, hohe Widerstandsfähigkeit gegen die Einwirkung von Sauerstoff und Ozon; Beständigkeit gegenüber tierischen und pflanzlichen Ölen und Fetten; für Mineralöleinsatz nicht geeignet. (-40° C bis + 140° C). (Fahrradschlauch)
Hypalon® (CSM)	Hohe Beständigkeit gegenüber der Einwirkung von Säuren, Laugen und Ozon; alterungsbeständig, gute mechanische und physikalische Eigenschaften; Mineralöle sowie Kohlenwasserstoffe verursachen jedoch eine leichte Quellung (-25 °C bis + 135° C.) (ABC-Schutzanzug)
Neoprene (CR)	Die chemischen und physikalischen Eigenschaften ähneln denen des NBR. Die Mineralölbeständigkeit ist zwar etwa geringer, die Alterungs-, Ozon-, Säuren- und Alkalienbeständigkeit jedoch ausgezeichnet. (-40° C bis + 120° C.) (Taucheranzug)
Perbunan® (NBR)	Beständig gegen Öle, insbesondere Hydrauliköle, Schmierfette, Benzin sowie sonstigen aliphatischen Kohlenwasserstoffen, Säuren und Laugen; hohe Abrieb- und Standfestigkeit; breiter Anwendungsbereich. (-25° C bis +120° C.) (Dichtungen Kraftstoffanlage)
Silikon-Kautschuk (VMQ)	Hervorragende Temperaturbeständigkeit (nicht Heißwasser); Ölbeständigkeit ähnlich NBR, mechanisch nicht so belastbar (-55 °C bis + 200 °C.) (Dichtmassen)
Fluorsilikon-Kautschuk (FVMQ)	Wie Silikonkautschuks (VMQ) jedoch verbesserte Beständigkeit gegenüber Ölen, Kraftstoffen und Lösungsmitteln; Typische Anwendungen sind Dichtungen im Kraftstoffbereich des Automobil- und Flugzeugbaus. (-60 ° C bis +200 ° C).
Viton® (FKM)	Außerordentliche Beständigkeit gegen Mineralöle, Kohlenwasserstoffe sowie konzentrierten und verdünnten Säuren, schwachen Alkalien; ausgezeichnete Temperaturbeständigkeit und hohe mechanische Festigkeit, hervorragende Alterungsbeständigkeit (-20 °C bis zu max. + 230 °C). (Chemikalienbeständige O-Ringe)
Natur-Kautschuk (NR)	Hochelastisch, ausgezeichnete physikalische Eigenschaften. (-45° C bis + 100° C.) (Autoreifen)
Polyurethan-Kautschuk	Gute mechanische Eigenschaften (zerreiß- und Abriebfest), sehr gute Rückprallelastizität sowie eine hohe Gasdichtigkeit. Sehr gute Sauerstoff-, Ozon-, Kraftstoff- und Ölbeständigkeit, gute Temperaturbeständigkeit und Tieftemperaturflexibilität (-50° C bis + 140° C). (Schuhsohlen)

6. Instrumentelle Analytik

Thermoanalyse

Thermogravimetrische Analyse (TGA)

Prinzipieller Aufbau einer Thermowaage



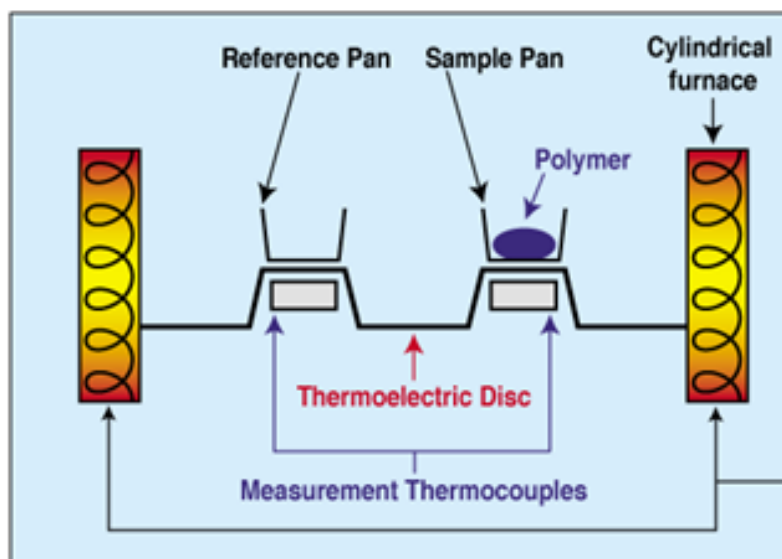
Messgröße:
Gewichtsverlust während des aufheizens

Einwaage: z.B. ca. 20 mg

Heizrate: z.B. 10 °C/min

Differential Scanning Calorimetry (DSC)

Prinzipieller Aufbau eines Differenzkalorimeters

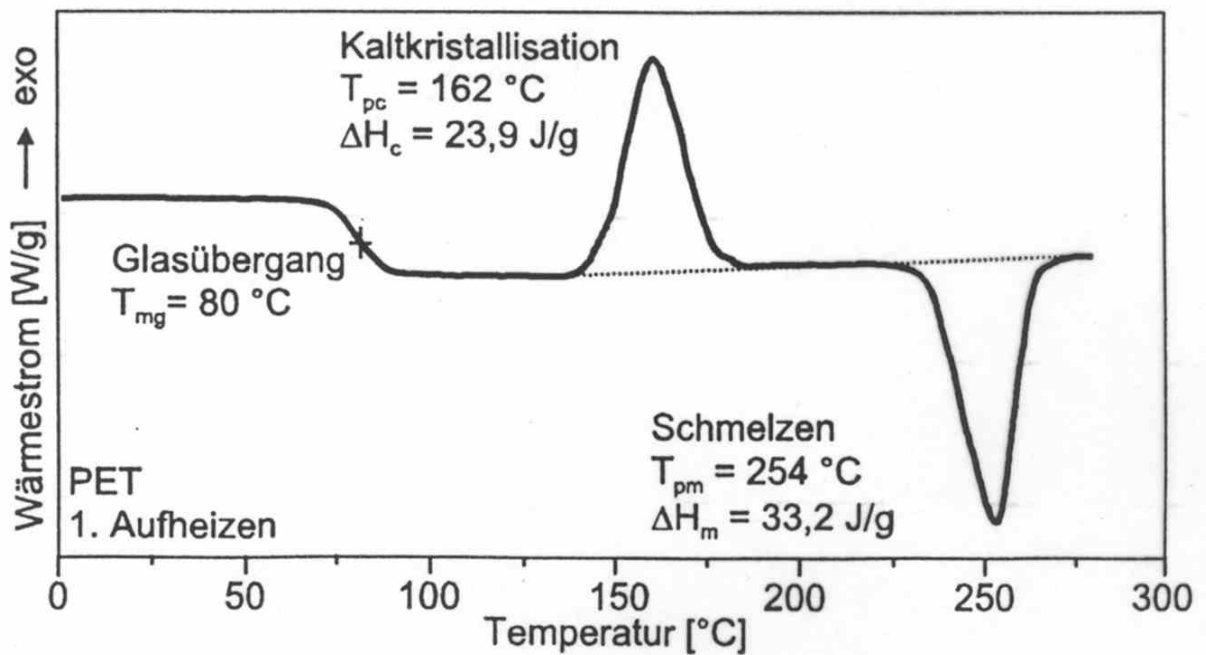


Messgröße:
Temperaturdifferenz zwischen Probe und Reverenz (Wärmefluss)

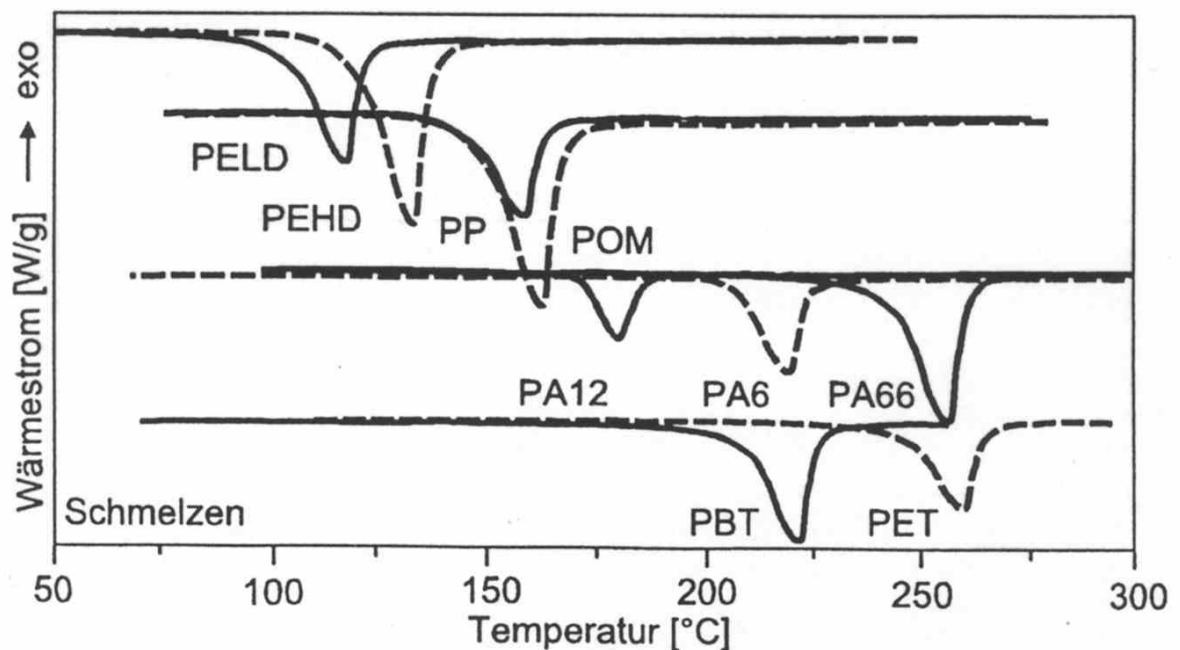
Einwaage: z.B. ca. 20 mg

Heizrate: z.B. 10 °C/min

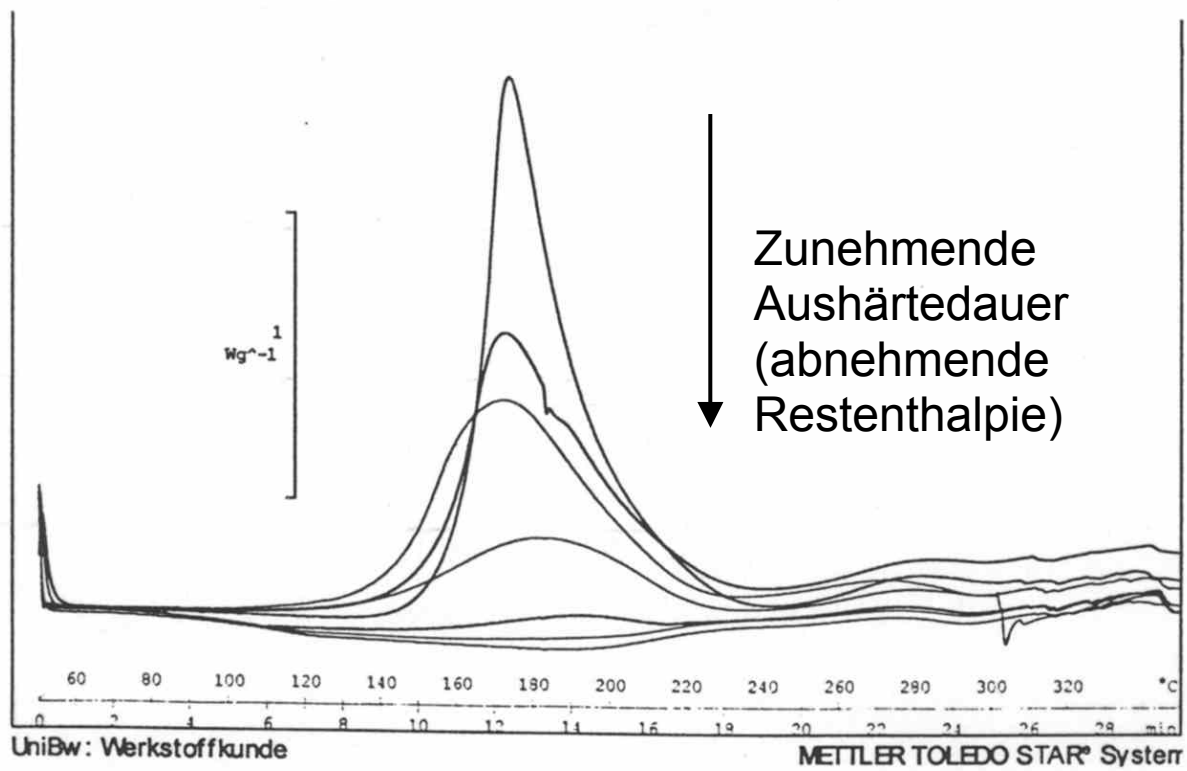
Beispiele Praktischer Anwendungen DSC



Aufheizkurve von PET (Spülgas: Stickstoff, Heizrate: 10 °C/min)

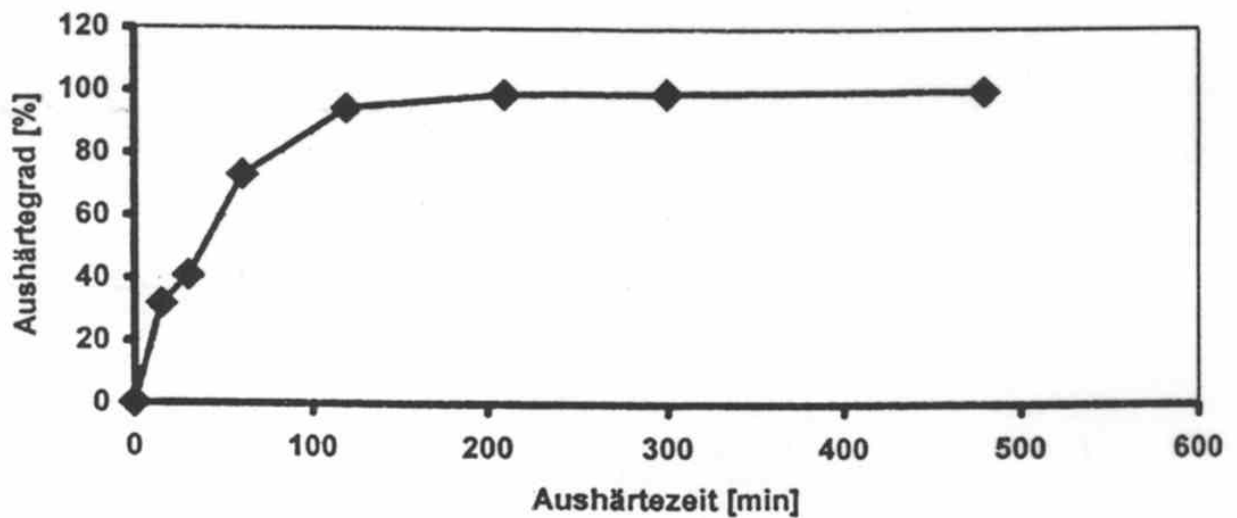


Schmelzkurven verschiedener teilkristalliner Thermoplaste (Spülgas: Stickstoff, Heizrate: 10 °C/min)



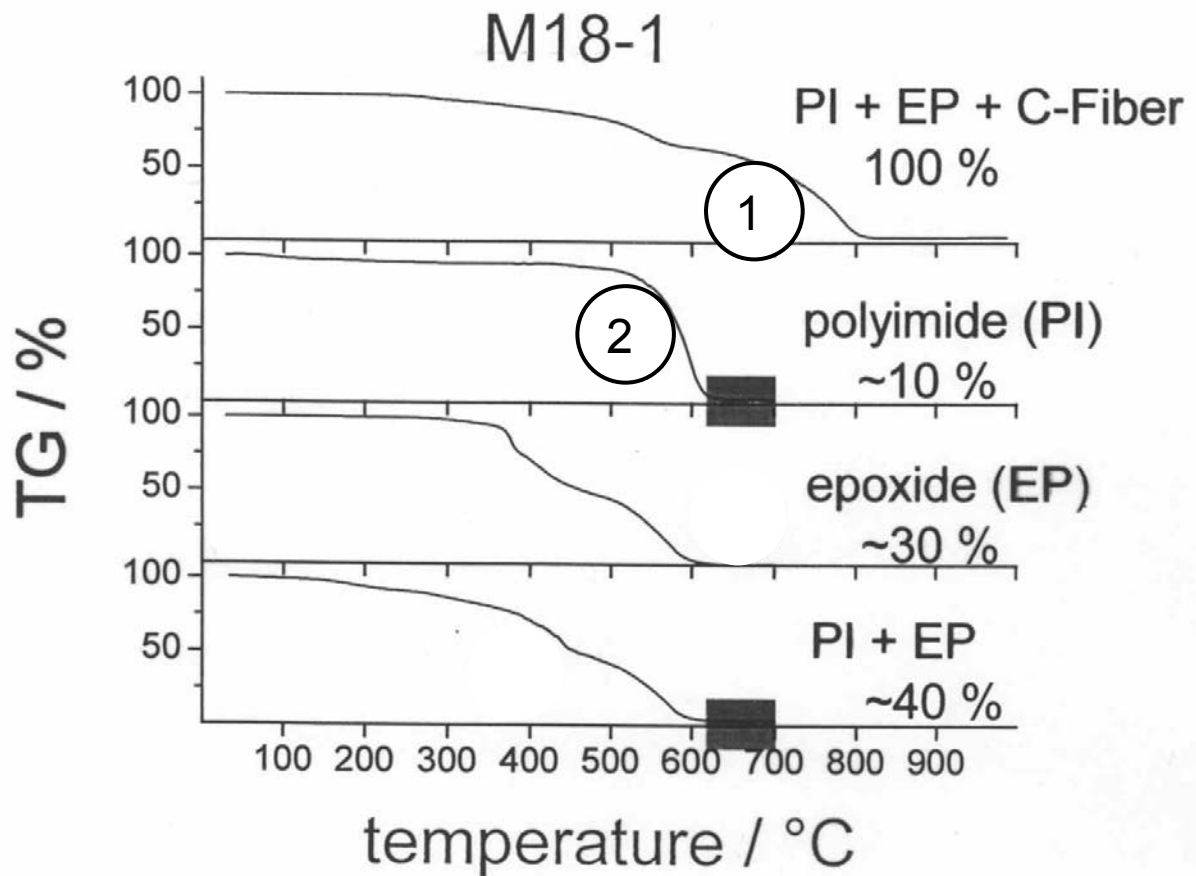
ermittelte DSC Kurven Terokal 4520-34 bei 125°C Aushärtetemperatur

DSC-Messung eines Epoxidharzklebstoffes



Aushärtegrad des o.g. Klebstoffs ermittelt aus der Restenthalpie

• TG in air of CRPM and components



- ① oxidation of C-fiber
- ② temperature resistant polyimide
char formation

TGA an „TIGER“-Harz zur Bestimmung des Brandverhaltens